

Ch.

o
66^a

G r u n d r i s s
der
C H E M I E

von
F. W ö h l e r.

ERSTER THEIL.
Unorganische Chemie.

Dreizehnte, umgearbeitete Auflage.

Berlin.

Verlag von Duncker und Humblot.

1863.

72

G r u n d r i s s

der

unorganischen Chemie

von

F. W ö h l e r.

Dreizehnte , umgearbeitete Auflage.

Berlin.

Verlag von Duncker und Humblot.

1863.



V o r w o r t.

Ohne die ursprüngliche Bestimmung dieses kleinen Buches aus den Augen zu verlieren, habe ich mich bemüht, in dieser neuen Auflage dasselbe wesentlich zu vervollständigen und zu verbessern. Es soll nur ein Leitfaden für den mündlichen Vortrag sein, es setzt die Vorzeigung der Erscheinungen und Thatsachen durch Experimente und deren nähere Erklärung als Hauptsache voraus. Es ist so abgefasst, dass es dem Lehrer zu erklären und dem Studirenden selbst zu denken genug übrig lässt. Je nach dem Zweck, den sein Unterricht hat, und der Vorbereitung seiner Schüler, kann der Lehrer mehr oder weniger von den im Buche aufgenommenen Einzelheiten übergehen. Denn bei dem ersten Unterricht in den Naturwissenschaften, namentlich wenn sie nur als Hülfswissenschaften dienen sollen, ist es für das Verständniss und den Erfolg nothwendig, den Gegenstand in möglichster Einfachheit vorzutragen und von dem reichen Material der Wissenschaft Alles auszuschneiden, was sich zum späteren Selbststudium eignet oder was, wie es mit manchem in dem Buche Aufgenommenen der Fall ist, nur für den practischen Gebrauch bei Laboratoriums-Uebungen dienen soll.

In Betreff der allgemeinen Verhältnisse, die in der Einleitung in kurzen Sätzen ausgedrückt sind, scheint es mir am zweckmässigsten, beim Vortrag nur das Nothwendigste davon als Einleitung vorzuschicken, und die übrigen erst an bestimmte Fälle anzuknüpfen, also an speciellen Körpern zu erklären; denn ohne vorhergehende Kenntniss der Thatsachen, Erscheinungen und Materien können sie vom Anfänger nicht verstanden werden. So scheint es

mir also z. B. angemessen, das Nähere über Aggregatzustände, über constante Schmelz- und Siedepunkte, über Auflösung, beim Wasser, den Begriff von Krystallisation, Krystallformen und Dimorphie beim Schwefel, von Allotropie beim Phosphor, zu erläutern. Die Lehre von den Aequivalenten kann erst abgehandelt werden, nachdem der Studirende bereits durch eigene Anschauung mit einer Reihe von Materien und Thatsachen und im Allgemeinen mit den bestimmten Gewichts-Verhältnissen, nach denen chemische Verbindungen stattfinden, bekannt geworden ist, also am zweckmässigsten wohl erst nach Abhandlung der nicht metallischen Grundstoffe. Auch das Cyan, die Cyansäuren und die Cyanwasserstoffsäure, deren Bildungsweise und Verhältnisse schon schwieriger zu verstehen sind, werden vielleicht am zweckmässigsten erst im Zusammenhang mit dem Cyankalium abgehandelt. Die allgemeinen Verhältnisse von den Metallen sind absichtlich so ausführlich angegeben, dass sie dem eignen Nachlesen überlassen bleiben können, indem der Lehrer nur Einzelnes daraus hervorhebt, was einer näheren Erklärung bedarf oder was durch Versuche veranschaulicht werden muss. Hier kann auch das Gesetzmässige im Verhalten der Körper zum electrischen Strom gezeigt und erläutert werden.

Göttingen im Juni 1863.

W.

B e r i c h t i g u n g.

Seite 132 Z. 8 von oben ist zu setzen fünf statt vier und das Wort Lithion hinzuzufügen.

I n h a l t.

Einleitung.

	Seite		Seite
Aggregatzustände	2	Chem. Zeichen u. Formeln . . .	13
Atome	4	Spec. Gew. der Gase u. Aequival. .	15
Chem. Affinität	4	Isomorphie	17
Krystallisation, Krystallsysteme	5	Spec. Volum	18
Aequivalentlehre	7	Isomerie	19
Aequivalentgewichte	10	Spec. Wärme u. Aequival. . .	20

Metalloïde.

1. Sauerstoff	21	9. Antimon	35
2. Wasserstoff, <i>Wasser</i>	25	10. Chlor	36
3. Stickstoff	28	11. Brom	40
4. Schwefel	29	12. Jod	41
5. Selén	31	13. Fluor	42
6. Tellur	31	14. Kohlenstoff, <i>Cyan</i>	42
7. Phosphor	32	15. Bor	52
8. Arsenik	34	16. Silicium	53

Die Verbindungen der Metalloïde mit Sauerstoff, Wasserstoff und Schwefel.

I.	Sauerstoffsäuren und Oxyde	57
	Säuren des Schwefels	58
	— des Seléns und Tellurs	64
	— und Oxyde des Stickstoffs	65
	— des Phosphors	71
	— des Arseniks	74
	— des Antimons	76
	— des Chlors	78
	— des Broms und Jods	82
	— und Oxyd des Kohlenstoffs	82
	Borsäure	87
	Kieselsäure, Kieseloxyd	88
	Cyansäure, Cyanursäure, Knallsäure, Fulminursäure	90
II.	Sulfide	93
	Wasserstoffsulfid	94
	Kohlensulfid	96
	Phosphorsulfide	97
	Arseniksulfide	97
	Antimonsulfide	99
III.	Wasserstoffsäuren	100
	Chlorwasserstoffsäure	101
	Brom- und Jod-Wasserstoffsäure	103
	Fluor- und Kieselfluorwasserstoffsäure	104
	Cyanwasserstoffsäure	106
	Rhodanwasserstoffsäure	107
	<i>Atmosphärische Luft</i> , Verbrennen und Athmen	108
	<i>Ozon</i> und <i>Antozon</i>	114

Metalle.	Seite
Allgemeine Eigenschaften	118
Verbindungen mit Sauerstoff, Schwefel, Chlor etc.	119
Salze	124
Vorkommen und Gewinnung der Metalle	129
Eintheilung derselben	130
1. Kalium	133
2. Natrium	145
3 u. 4. Caesium, Rubidium	155
5. Lithium	155
6. Ammonium	156
7. Barium	166
8. Strontium	170
9. Calcium	171
10. Magnesium	177
11. Aluminium	181
12. Beryllium	186
13–15. Yttrium, Erbium, Terbium	187
16. Zirkonium	187
17. Thorium	188
18. Eisen	189
19. Nickel	203
20. Kobalt	206
21. Mangan	209
22–24. Cerium, Lanthan, Didym	214
25. Zink	215
26. Cadmium	218
27. Thallium	219
28. Blei	222
29. Kupfer	228
30. Quecksilber	234
31. Silber	241
32. Platin	248
33. Iridium	253
34. Osmium	254
35. Ruthenium	255
36. Palladium	256
37. Rhodium	257
38. Gold	257
39. Zinn	262
40. Titan	266
41–42. Tantal, Niobium	268
43. Uran	269
44. Wolfram	271
45. Molybdän	274
46. Vanadin	276
47. Chrom	277
48. Wismuth	283
Beispiele für die lateinische Nomenclatur der Verbindungen	285
Maasse und Gewichte	287

EINLEITUNG.

1. Alle Körper, welche die Masse unseres Planeten und die darauf befindliche lebende Natur ausmachen, sind entweder zusammengesetzt oder einfach. Die zusammengesetzten Körper lassen sich in die einfachen zerlegen. Die einfachen Körper sind durch kein Mittel in andere Bestandtheile zerlegbar, sie sind unveränderlich, sie können nicht vernichtet werden. Man nennt sie *Grundstoffe* oder *Elemente*.

2. Die Anzahl der bis jetzt bekannten Grundstoffe ist 63. Einige derselben machen die Bestandtheile der allgemein vorkommenden Materien aus, andere kommen nur sparsam vor.

3. Die Kenntniss dieser Grundstoffe und ihrer Verbindungen unter einander, die Kenntniss der Kräfte, wodurch diese Verbindungen hervorgebracht und aufgehoben werden, und der Gesetze, nach denen sie vor sich gehen, ist der Gegenstand desjenigen Theils der Naturwissenschaft, den man *Chemie* nennt.

4. Man nennt Körper oder Materie Alles, was, im Raume vorhanden, eine gewisse Form besitzt und von Kräften, z. B. von der Schwere, getrieben wird, also wägbare ist.

5. Die Körper können dreierlei Zustände annehmen; sie sind entweder *fest*, oder *tropfbarflüssig*, oder *gasförmig*, (die Aggregatzustände).

6. Der feste und flüssige Zustand eines Körpers ist abhängig von einer Kraft, welche zwischen seinen kleinsten gleichartigen Theilchen wirksam ist und durch welche diese zusammengehalten werden. Diese Kraft heisst die *Cohäsionskraft*. Der Grad derselben ist durch den Widerstand bei der Trennung messbar. In den festen Körpern hängen die Theilchen am stärksten zusammen, in den flüssigen sehr viel schwächer, und in den gasförmigen findet gar keine Cohäsion mehr statt.

7. Durch Zuführung von Wärme ändert sich der Grad der Cohäsionskraft, sie kann dadurch ganz aufgehoben werden. Durch Erwärmen dehnen sich die Körper aus, indem sich die Theilchen von einander entfernen; durch Abkühlung ziehen sie sich zusammen. Durch Wärme können die meisten festen Körper flüssig, und feste und flüssige gasförmig werden.

8. Der flüssige Zustand tritt für einen jeden Körper bei einem ganz constanten Temperaturgrad ein, indem dabei Wärme gebunden (latent) wird, d. h. für das Gefühl und Thermometer verschwindet. Man nennt diesen Temperaturgrad den *Schmelzpunkt*. Und geht ein flüssiger Körper durch Wärme in den Gaszustand über, indem er sich in einem grösseren Raume ausbreitet, aus dem er die Luft oder andere Körper verdrängt, so geschieht dies, unter einerlei Druck der verdrängten Körper auf seine Oberfläche, bei einem ganz constanten Wärmegrade, weil dieser Uebergang ebenfalls von Wärmebindung begleitet ist. Die Temperatur, wobei dies geschieht, nennt man den *Siedepunkt*.

9. Viele Körper können alle 3 Aggregatzustände annehmen, andere nur den festen und flüssigen; diese sind also schmelzbar, aber nicht flüchtig. Nur wenige zeigen sich bei den höchsten möglichen Temperaturen unschmelzbar und feuerbeständig. Manche Körper gehen durch Wärme unmittelbar aus dem festen in den gasförmigen Zustand über, weil ihr Schmelzpunkt über ihrem Verflüchtigungs-

punkt liegt. Viele zusammengesetzte feste Körper sind nicht ohne Zersetzung schmelzbar oder verflüchtigbar.

10. Die meisten, bei gewöhnlicher Temperatur und unter gewöhnlichem Luftdruck, gasförmigen Körper gehen unter höherem Druck oder durch starke Abkühlung in den tropfbarflüssigen Zustand über, und durch sehr starke Kältegrade, also sehr bedeutende Wärme-Entziehung, lassen sich die meisten dieser condensirbaren, tropfbarflüssig gewordenen Gase selbst in den festen Zustand versetzen.

11. Man unterscheidet *permanente*, *coërcibele* und *unbeständige* Gase. Die permanenten Gase sind diejenigen, die bei keinerlei Druck und Kältegrad ihren Gaszustand verlieren. Dazu gehören die drei gasförmigen Grundstoffe: Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff. Die coërcibelen sind diejenigen, die bei gewöhnlichem Luftdruck gasförmig, unter höherem liquid sind. Hierzu gehört der vierte der gasförmigen Grundstoffe, das Chlor. Die unbeständigen Gase oder Dämpfe sind diejenigen, die nur bei höheren Wärme-graden, als die gewöhnliche Lufttemperatur ist, gasförmig bleiben.

12. Viele feste und gasförmige Körper haben die Eigenschaft, in Berührung mit gewissen flüssigen selbst flüssig zu werden und sich darin gleichmässig zu vertheilen, ohne damit eine wirkliche Verbindung einzugehen oder ihre chemischen Eigenschaften zu ändern. Man nennt diese Erscheinung *Auflösung*, bei den Gasen auch *Absorption*. Das Löslichkeits-Verhältniss des löslichen Körpers ändert sich in der Regel mit der Temperatur des Lösungsmittels.

13. Die Körper sind sehr ungleich schwer, sie haben sehr ungleiche Dichtigkeit oder *specifisches Gewicht*. Das Verhältniss ihres Gewichts zu ihrem Volumen heisst ihr specifisches Gewicht. Die Gewichte gleicher Volumen verschiedener Körper verhalten sich wie ihre specifischen Gewichte. Bei den festen und flüssigen Körpern wird das Gewicht des Wassers = 1, bei den gasförmigen Körpern das Gewicht der atmosphärischen Luft = 1 angenommen.

14. Auf den Grund der physikalischen und chemischen Eigenschaften der Materie denkt man sich dieselbe nicht

als unendlich theilbar, sondern man nimmt an, dass die Masse eines jeden Körpers aus kleinsten, durch die Sinne nicht wahrnehmbaren, untheilbaren Theilchen oder *Atomen* von unveränderlicher Grösse, Gestalt und Gewicht bestehe, von einander getrennt durch eine Wärmehülle, welche Annahme die Ausdehnbarkeit der Körper durch Wärme und ihre Zusammendrückbarkeit unter Freiwerden von Wärme erklärt. Die einfachen Körper oder Grundstoffe sind hiernach Aggregate von einfachen Atomen, die zusammengesetzten Körper Aggregate von mechanisch ebenfalls untheilbaren zusammengesetzten Atomen.

15. *Chemische Vereinigung* nennt man, wenn bei der Berührung zweier oder mehrerer Körper ein dritter, neuer, ein zusammengesetzter Körper entsteht, in seinen Eigenschaften verschieden von den Bestandtheilen.

16. Man nimmt an, dass sich hierbei je ein Atom des einen Körpers mit je einem oder mehreren Atomen des anderen zusammenlegt und dadurch ein zusammengesetztes Atom oder eine chemische Verbindung entsteht.

17. Die Ursache, welche die chemische Vereinigung ungleicher Körper bedingt, wird als eine überall in der Natur wirksame Art von Kräften betrachtet und *chemische Vereinigungskraft* oder *Verwandtschaft* (Affinität) genannt. Sie ist nur zwischen ungleichartigen Atomen und nur bei unmittelbarer Berührung wirksam.

18. Der Grad dieser Vereinigungskraft zwischen den einzelnen Körpern ist verschieden. Manche vereinigen sich bei bloßer Berührung und bei gewöhnlicher Temperatur; andere erst unter dem Einfluss höherer Wärmegrade oder des Lichtes; noch andere nur dann, wenn sie im Zustande der Ausscheidung aus anderen Verbindungen mit einander in Berührung kommen. In allen Fällen ist Wärme, wenn auch oft nur in geringem Grade, zur Erregung der chemischen Vereinigungskraft erforderlich.

19. Bei jeder chemischen Vereinigung wird Wärme frei. Entsteht zugleich Licht, so heisst die Erscheinung Feuer. Jedes Feuer, mit Ausnahme des electrischen, ist Folge eines chemischen Vereinigungsactes.

20. Die zusammengesetzten Atome einer chemischen Verbindung verhalten sich gegen mechanische Kräfte wie die einfachen Atome, sie sind durch keine mechanische Kraft theilbar. Sie sind aber zerlegbar in einfache Atome, das heisst zerlegbar in ihre Bestandtheile, durch chemische Affinität, oder durch Wärme, oder durch den electrischen Strom. In Folge des ungleichen Grades von Affinität können zusammengesetzte Körper oft durch einen dritten Körper zerlegt werden, dadurch, dass einer ihrer Bestandtheile mit dem dritten Körper in Verbindung tritt, der andere aber frei wird. Oder zwei zusammengesetzte Körper können sich wechselseitig zersetzen, in der Art, dass daraus zwei neue Verbindungen entstehen und kein Bestandtheil frei wird.

21. Manche Verbindungen werden zersetzt durch die bloße Berührung mit gewissen Körpern, ohne dass diese selbst dabei eine Verbindung eingehen; oder es wird umgekehrt die Vereinigung von Grundstoffen durch den bloßen Contact mit solchen Körpern disponirt, ohne dass diese selbst dabei eine Veränderung erleiden. Man nennt dies *katalytische Wirkungen*.

22. Die meisten gleichartigen Körper, seien es einfache Stoffe oder Verbindungen, bilden, wenn sie aus dem flüssigen oder gasförmigen Zustand in den festen übergehen, regelmässige, bestimmten Symmetrie-Gesetzen entsprechende Gestalten, die in einer geradlinigen Anordnung der Atome ihren Grund haben. Ein so regelmässig gestalteter Körper, begrenzt von ebenen, unter bestimmten Winkeln sich schneidenden Flächen, heisst ein *Krystall*.

23. Hat bei diesem Uebergang eine solche regelmässige Anordnung nach bestimmten Richtungen nicht stattgefunden, so heisst ein solcher Körper *amorph*. Manche Körper lassen sich sowohl krystallisirt als amorph erhalten.

24. Alle Krystallformen ordnen sich nach Systemen, in der Art, dass die Formen jedes Systems durch einfache Gesetze verbunden sind.

Es werden 6 Krystallsysteme angenommen:

1. Das reguläre System.

Jede Form in diesem System hat 3 unter einander rechtwinklig stehende und gleichartige Axen (Ausbildungsrichtungen).

2. Das quadratische System.

Die Krystalle haben 3 zu einander rechtwinklig stehende Axen, wovon 2 (die Nebenaxen) gleichartig sind, die dritte (die Hauptaxe ungleichartig (länger oder kürzer).

3. Das rhombische System.

Es hat drei unter einander rechtwinklige, aber sämtlich ungleichartige Axen.

4. Das hexagonale System.

Die Krystalle haben 3 in einer Ebene liegende und unter einem Winkel von 60° geneigte Nebenaxen und eine Hauptaxe rechtwinklig auf den Nebenaxen. Die Nebenaxen sind unter sich gleichartig, die Hauptaxe ist ungleichartig (grösser oder kleiner als eine Nebenaxe).

5. Das monokline System.

Die dazu gehörenden Formen haben 3 ungleichartige Axen, von denen 2 schiefwinklig zu einander geneigt sind, die dritte aber rechtwinklig zu den beiden anderen steht.

6. Das trikline System.

Die Krystalle haben 3 ungleichartige Axen, die unter drei schiefen Winkeln zu einander geneigt sind.

Diese regelmässige Anordnung der Atome in den krystallinischen Körpern drückt sich auch aus durch die Theilbarkeit (Spaltbarkeit) nach bestimmten parallelen Ebenen, die mit den Krystallflächen in einem gewissen Zusammenhang stehen. Amorphe Körper zeigen diese Theilbarkeit nicht. Krystallisirte Körper brechen das Licht, wenn ihre Form nicht zum regulären System gehört, doppelt, amorphe brechen es einfach.

In der Regel nimmt jeder krystallisationsfähige Körper unter allen Umständen nur Formen eines Systems an. Manche Körper aber krystallisiren unter ungleichen Umständen in zweierlei ganz verschiedenen Systemen, indem

ihre Atome sich auf zweierlei Weise regelmässig anordnen können. Solche Körper nennt man *dimorph*.

25. Ein zusammengesetzter Körper, d. h. eine chemische Verbindung von bestimmten Eigenschaften, enthält die Grundstoffe, woraus er besteht, in unveränderlichen relativen Gewichtsmengen. Wenn sich Wasser bildet, so vereinigen sich seine beiden Bestandtheile stets in dem Gewichtsverhältniss von 8 Gewichtstheilen Sauerstoff mit 1 G.th. Wasserstoff, oder, auf 100 Th. Wasser, nahe im Verhältniss von 88,9 : 11,1. Jeder Ueberschuss des einen oder des anderen Elementes bei der Bildung von Wasser bleibt übrig.

26. Mehrentheils ist es der Fall, dass zwei Körper unter ungleichen Umständen sich in mehr als *einem* Verhältniss zu Verbindungen von ungleichen Eigenschaften vereinigen können.

Nimmt man dann den einen Körper als constante Quantität an und vergleicht die Quantitäten des anderen mit einander, so findet man, dass sie unter einander in einem einfachen Zahlenverhältniss stehen. Das Blei z. B. bildet mit dem Sauerstoff dreierlei Oxyde, ein gelbes, ein hellbraunes, ein dunkelbraunes, in denen sich auf dieselbe Menge Metall die Sauerstoffmengen verhalten wie 1 : 1½ : 2 oder wie 2 : 3 : 4. Diese 3 Oxydationsstufen haben nämlich folgende Zusammensetzung :

	Blei.	Sauerstoff.
Das gelbe Bleioxyd enthält auf	100 . . .	7,729
Das hellbraune Sesquioxyd	100 . . .	11,593
Das dunkelbraune Superoxyd	100 . . .	15,458.

Das Quecksilber verbindet sich in zweierlei Proportionen mit dem Schwefel, in denen sich, auf dieselbe Menge Schwefel, die Gewichtsmengen des Metalls verhalten wie 1 : 2.

Das schwarze Schwefelquecksilber	Schwefel.	Metall.
enthält auf	16 . . .	100
Das rothe	16 . . .	200

Das Metall Mangan bildet mit dem Sauerstoff 5 verschiedene Verbindungen, in denen sich die Sauerstoffmengen verhalten wie 1 : 1½ : 2 : 3 : 3½ oder wie 2 : 3 : 4 : 6 : 7.

	Mangan.	Sauerstoff.
Das Manganoxydul enthält auf	100	28,98
Das Mangansesquioxyd	100	43,48
Das Mangansuperoxyd	100	57,97
Die Mangansäure	100	86,95
Die Uebermangansäure	100	101,45.

Eine ähnliche Gesetzmäßigkeit findet bei allen Körpern statt.

27. Die Gewichte verschiedener Körper, die sich mit einem und demselben Gewicht eines anderen Körpers vereinigen können, stehen unter einander selbst wieder in denjenigen Verhältnissen, wonach sich je zwei von ihnen mit einander verbinden. Nimmt man einen der Grundstoffe als Einheit an und bestimmt die Gewichtsmengen der anderen Grundstoffe, die sich mit einer und derselben Gewichtsmenge dieses *einen* verbinden, so drücken die gefundenen Zahlen zugleich die Gewichtsmengen aus, nach denen sich alle Grundstoffe unter einander verbinden.

Untersucht man z. B. wie viel sich von den folgenden Körpern mit einer und derselben Menge von Wasserstoff, z. B. mit 1 Gewichtstheil Wasserstoff, verbindet, so ergeben sich folgende Verhältnisse: Es verbinden sich nämlich

1 Gewichtsth. Wasserstoff mit	8 Sauerstoff.
1	16 Schwefel.
1	6 Kohlenstoff.
1	35,5 Chlor.

Nun drücken diese letzteren Zahlen nicht bloß das Verhältniss aus, nach welchem sich diese Körper mit 1 G.th. Wasserstoff verbinden, sondern auch die Gewichtsverhältnisse, nach denen sie sich unter einander vereinigen. Es verbinden sich also auch:

8 Gewichtsth. Sauerstoff mit	16 Schwefel.
8	6 Kohlenstoff.
8	35,5 Chlor.

8 Sauerstoff oder 16 Schwefel oder 35,5 Chlor verbinden sich wiederum mit 28 Eisen oder mit 103,5 Blei, oder mit 100 Quecksilber. Also 1 Gewichtstheil Wasserstoff kann so viel Sauerstoff, Schwefel, Chlor etc. in chemische Ver-

bindung bringen, wie 103,5 Gewichtstheile Blei, 28 Eisen, 100 Quecksilber etc.

Kennt man also die Gewichtsmengen, in denen sich eine bestimmte Menge *eines* Körpers mit den übrigen vereinigt, so kann man, indem man die Gewichtsmengen dieses einen Körpers als Einheit annimmt, den übrigen bestimmte Zahlen beilegen, welche die relativen Gewichtsmengen ausdrücken, in denen sich die Grundstoffe unter einander verbinden oder einander vertreten.

Hierbei wird entweder der Sauerstoff oder der Wasserstoff als Einheit angenommen, ersterer zu 100, letzterer zu 1.

Diese bestimmte *relative* Gewichtsmenge, nach der ein Grundstoff vorzugsweise Verbindungen eingeht, heisst sein Mischungsgewicht oder *Aequivalent*.

Die folgende Tabelle enthält die durch die genauesten Analysen ausgemittelten Aequivalentgewichte der Grundstoffe, den Wasserstoff zu 1 angenommen; die Grundstoffe sind hier ungefähr nach der Analogie ihrer chemischen Eigenschaften geordnet.

Aequivalentgewichte der Grundstoffe.

Wasserstoff	H = 1	Zirkonium	Zr = 44,8 ^{***)}
Sauerstoff	O = 8	Thorium	Th = 59,6
Schwefel	S = 16	Lanthan	Lh = 46,4
Selen	Se = 39,7	Didym	D = 48
Tellur	Te = 64	Cerium	Ce = 46
Stickstoff	N = 14	Mangan	Mn = 27,5
Phosphor	P = 31	Zink	Zn = 32,6
Arsenik	As = 75	Cadmium	Cd = 56
Antimon	Sb = 122	Eisen	Fe = 28
Wismuth	Bi = 210	Nickel	Ni = 29,5
Chlor	Cl = 35,5	Kobalt	Co = 29,5
Brom	Br = 80	Chrom	Cr = 26,7
Jod	J = 127	Uran	U = 60
Fluor	F = 19	Zinn	Sn = 59
Kohlenstoff	C = 6	Kupfer	Cu = 31,7
Bor	B = 10,9	Blei	Pb = 103,5
Silicium	Si = 21 *)	Thallium	Tl = 204
Titan	Ti = 25	Quecksilber	Hg = 100
Kalium	K = 39,1	Silber	Ag = 108
Natrium	Na = 23	Palladium	Pd = 53,3
Lithium	L = 7	Ruthenium	Ru = 52,2
Caesium	Cs = 123,4	Rhodium	Rh = 52,2
Rubidium	Rb = 85,4	Platin	Pt = 98,7
Barium	Ba = 68,5	Iridium	Ir = 99
Strontium	Sr = 43,8	Osmium	Os = 99,6
Calcium	Ca = 20	Gold	Au = 197
Magnesium	Mg = 12	Wolfram	W = 92
Aluminium	Al = 13,7	Molybdän	Mo = 48
Beryllium	Be = 7 ^{**)}	Vanadium	V = 68,6
Yttrium	Y = ?	Tantal	Ta = 68,8
Terbium	Tb = ?	Niobium	Nb = 48,8
Erbium	E = ?		

*) wenn Kieselsäure SiO_3 , 14 wenn Kieselsäure SiO_2 .**) wenn Beryllerde Be_2O_3 , 4,7 wenn Beryllerde BeO .***) wenn Zirconerde ZrO_2 .

Bezieht man die Aequivalentgewichte der Elemente auf das des Sauerstoffs = 100, so ist das des Wasserstoffs = 12,5, das des Schwefels = 200, das des Chlors = 443,7, u. s. w., welche Zahlen unter sich und zu dem des Sauerstoffs = 100 in demselben Verhältniss stehen, wie die in der obigen Tabelle enthaltenen Zahlen für dieselben Elemente.

Um die Aequivalente mit Wasserstoff = 1 in die mit Sauerstoff = 100 zu verwandeln, multiplicirt man mit 12,5; im umgekehrten Fall dividirt man die zu verwandelnde Zahl mit 12,5.

28. Verbinden sich zwei Grundstoffe in mehreren verschiedenen Gewichtsverhältnissen mit einander, so geschieht dies in Multipeln ihrer Aequivalentgewichte nach einfachen Zahlen, wie folgende Beispiele zeigen:

In den beiden Oxydationsstufen des Kohlenstoffs, dem Kohlenoxyd und der Kohlensäure, verhalten sich die Sauerstoffmengen auf dieselbe Menge von Kohlenstoff = 1 : 2. Das Kohlenoxyd enthält auf 6 Kohlenstoff, 8 Sauerstoff, die Kohlensäure auf 6 Kohlenstoff, 16 Sauerstoff. In dem Kohlenoxyd ist also 1 Aeq. Kohlenstoff mit 1 Aeq. Sauerstoff, in der Kohlensäure 1 Aeq. Kohlenstoff mit 2 Aeq. Sauerstoff verbunden.

Der Stickstoff verbindet sich in 5 Verhältnissen mit Sauerstoff, in denen sich die Mengen des letzteren, bezogen auf einerlei Menge Stickstoff, verhalten wie 1 : 2 : 3 : 4 : 5, nämlich

mit 14 Gew.th. Stickstoff sind verbunden	8 Th. Sauerstoff.
— 14	16
— 14	24
— 14	32
— 14	40

In diesen 5 Oxydationsstufen ist also 1 Aeq. Stickstoff verbunden mit 1, 2, 3, 4, 5 Aequivalenten Sauerstoff.

In den S. 7 angeführten 3 Oxyden des Bleis sind verbunden

103,5 Blei mit	8 Sauerstoff	= 100 : 7,729
207	24	= 100 : 11,593
103,5	16	= 100 : 15,458.

Das gelbe Oxyd enthält also auf 1 Aeq. Blei 1 Aeq. Sauerstoff, das hellbraune Sesquioxyd auf 2 Aeq. Blei 3 Aeq. Sauerstoff, das dunkelbraune Superoxyd auf 1 Aeq. Blei 2 Aeq. Sauerstoff.

Drei von den Säuren des Schwefels bestehen in 100 Theilen aus:

	Schwefel.	Sauerstoff.
Die schweflige Säure aus	50,0 und 50,0	also = 16 : 16
Die Unterschweifelsäure	44,5 . . . 55,5 . .	= 32 : 40
Die Schwefelsäure . .	40,0 . . . 60,0 . .	= 16 : 24

Die schweflige Säure besteht also aus 1 Aeq. Schwefel und 2 Aeq. Sauerstoff, die Unterschweifelsäure aus 2 Aeq. Schwefel und 5 Aeq. Sauerstoff, die Schwefelsäure aus 1 Aeq. Schwefel und 3 Aeq. Sauerstoff.

Zwischen Kohlenstoff und Schwefel ist nur eine Verbindung bekannt. Sie enthält in 100 Th. 15,78 Kohlenstoff und 84,32 Schwefel, d. h. auf 1 Aeq. Kohlenstoff $2 \cdot 16 = 32$ Schwefel.

100 Th. Ammoniak bestehen aus 82,35 Stickstoff und 17,65 Wasserstoff. Diese Zahlen verhalten sich zu einander wie das einfache Aequivalent vom Stickstoff = 14 zum dreifachen des Wasserstoffs = $3 \cdot 1$. Das Ammoniak besteht also aus 1 Aeq. Stickstoff und 3 Aequivalenten Wasserstoff.

29. Das Aequivalent eines zusammengesetzten Körpers ist gleich der Summe der Aequivalente seiner Bestandtheile; so ist das Aequivalent des Wassers = 9, das des Schwefelwasserstoffs = 17, das der Schwefelsäure = 40 etc.

30. Verbindet sich ein *zusammengesetzter* Körper mit einem *zusammengesetzten*, so geschieht es, wie bei den einfachen, bald im Verhältniss ihrer einfachen Aequivalente, bald nach vielfachen derselben.

Das krystallisirte schwefelsaure Kupferoxyd z. B. besteht aus 1 Aeq. Kupferoxyd, 1 Aeq. Schwefelsäure und 5 Aeq. Wasser und sein Aequivalentgewicht ist 124,7. Man findet, dass es in 100 Theilen besteht aus

		Aequiv.	Quotient.
Kupferoxyd	31,8	39,7	= 0,801
Schwefelsäure	32,1	40	= 0,802
Wasser . .	36,1	9	= 4,011

Dividirt man in diese Procentzahlen die beistehenden Aequivalentgewichte der drei Bestandtheile, so erhält man die nebenstehenden Quotienten; diese stehen im Verhältniss 1 : 1 : 5, wodurch also die obige Aequivalent-Zusammensetzung dieses Salzes ausgedrückt wird. Oder auch mit anderen Worten, die Sauerstoffmengen des Kupferoxyds, der Schwefelsäure und des Wassers verhalten sich = 1 : 3 : 5.

31. Um die Aequivalent-Zusammensetzung chemischer Verbindungen leicht auszudrücken, bedient man sich der chemischen Zeichen und Formeln. Man hat nämlich einem jeden der Grundstoffe ein Zeichen gegeben, gebildet aus dem oder den ersten Buchstaben seines lateinischen Namens, welches zugleich sein Aequivalentgewicht bedeutet. Die Tabelle S. 10 enthält diese Zeichen. H bedeutet also 1 Gewichtstheil Wasserstoff, O 8 Gewichtsth. Sauerstoff, S 16 Gewichtsth. Schwefel, u. s. w.

Vermittelst dieser Zeichen werden die Formeln für Verbindungen gebildet. z. B. HO bedeutet 1 Aeq. oder 9 Gewichtsth. Wasser, 2 HO, 3 HO, u. s. w., 2 oder 3 Aeq. oder 18 und 27 Gewichtsth. Wasser,

$\text{CuO} = 1 \text{ Aeq. Kupferoxyd oder } 39,7 \text{ Gewichtsth.}$

$\text{SO}^3 = 1 \text{ Aeq. Schwefelsäure oder } 40 \text{ Gewichtsth.}$

$\text{CuO, SO}^3 = 1 \text{ Aeq. schwefelsaures Kupferoxyd oder } 79,7 \text{ Gew.th.}$

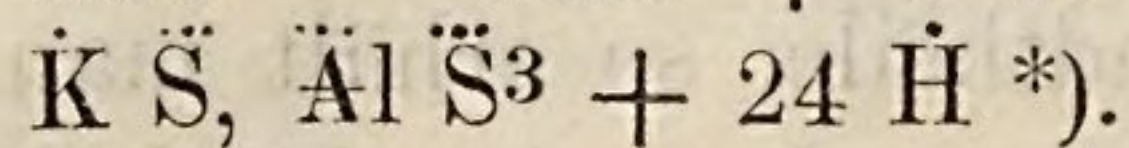
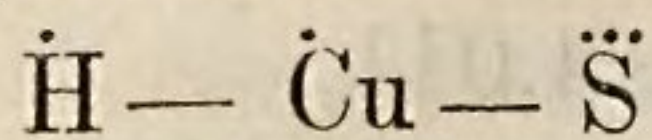
$\text{CuO, SO}^3 + 5 \text{ HO} = 1 \text{ Aeq. dieses Salzes mit } 5 \text{ Aeq. Kry- stallwasser oder } 124,7 \text{ Gewichtstheile.}$

$3 (\text{CuO, SO}^3 + 5 \text{ HO}) = 3 \text{ Aeq. dieses Salzes oder } 374,1 \text{ Gewichtsth.}$

$\text{KO, SO}^3 + \text{Al}^2 \text{ O}^3, 3 \text{ SO}^3 + 24 \text{ HO} = 1 \text{ Aeq. schwefel- saurer Kali-Thonerde oder } 466,5 \text{ Gewichtsth.}$

Da der Sauerstoff so sehr viele Verbindungen bildet, so bezeichnet man auch sein Aequivalent, statt durch O, durch einen Punkt über dem Zeichen des mit ihm verbundenen Elements, wodurch die Formeln, namentlich die von

Mineralien, viel kürzer und übersichtlicher werden. Hier-
nach werden die obigen Beispiele durch folgende Formeln
ausgedrückt:



32. Die Gesetze von den chemischen Proportionen
oder Aequivalenten sind der Ausdruck reiner Thatsachen,
sie sind unabhängig von jeder Theorie, und sind gegründet
auf die vielseitigsten Untersuchungen und genauesten Analy-
sen. Durch die Forschungen über die Ursache dieser merk-
würdigen Verhältnisse ist man zu der Ansicht gelangt, dass
sie in der Seite 3 §. 14 angegebenen Vorstellung von der Con-
stitution der Materie, die man die *atomistische Theorie* nennt,
ihre Erklärung finden und ihrerseits zur Bestätigung dieser
Theorie dienen.

Denn indem man annehmen muss, dass die Atome
verschiedener Körper ungleich schwer sind, so wird es aus
den obigen Voraussetzungen klar, dass die *relativen* Ge-
wichte, nach denen sich die Körper verbinden, das heisst
ihre Aequivalentgewichte, die relativen Gewichte ihrer Atome
ausdrücken. Daher auch die Bezeichnung Atomgewicht statt
Aequivalentgewicht.

Die Ursache, dass sich die Körper häufig nach Viel-
fachen ihrer Aequivalentgewichte verbinden, besteht dem-
nach darin, dass sich die Atome von zwei Körpern nicht
blos in dem Verhältniss von 1 zu 1 Atom, sondern oft zu
mehreren Atomen verbinden können.

33. Die zusammengesetzten Körper sind meist noch
mit einem ähnlichen Vereinigungsstreben begabt wie die
einfachen; d. h. also die zusammengesetzten Atome einer
gewissen Art können sich wieder mit zusammengesetzten
Atomen einer anderen Art verbinden, es ist daher anzuneh-
men, dass in einem zusammengesetzten Körper, der aus
mehr als 2 Elementen besteht, nicht alle elementaren Atome
sich mit gleicher Kraft anziehen, sondern dass sie ungleich

*) Durchstrichene Zeichen, wie hier Al , bedeuten 2 Aequivalente.

gruppirt (zu näheren Bestandtheilen verbunden) darin enthalten sind.

Man hat hier zu unterscheiden zusammengesetzte Atome der 1sten, 2ten, 3ten und 4ten Ordnung.

Wasser, Kupferoxyd, Schwefelsäure z. B. sind zusammengesetzte Atome der ersten Ordnung.

Schwefelsaures Kupferoxyd ist ein zusammengesetztes Atom der zweiten Ordnung.

Krystallisirtes schwefelsaures Kupferoxyd mit 5 Aeq. Wasser ist ein zusammengesetztes Atom der dritten Ordnung.

Ein Doppelsalz, bestehend aus schwefelsaurem Kupferoxyd und schwefelsaurem Natriumoxyd, als Ganzes verbunden mit Wasser, ist ein zusammengesetztes Atom der vierten Ordnung.

Im Allgemeinen ist dieser letztere Fall die Grenze, wo alles Vereinigungsstreben aufhört und ein so complicirt zusammengesetztes Atom weitere Verbindungen nicht mehr eingeht.

34. Wenn sich *gasförmige* Körper mit einander vereinigen, so geschieht dies stets nach einfachen Raum- oder Volum-Verhältnissen. Dieses Gesetz findet statt nicht bloß bei den einfachen Gasen, sondern auch bei den zusammengesetzten, und nicht bloß bei den permanent gasförmigen, sondern auch bei den unbeständigen, nur in höherer Temperatur gasförmigen Körpern, den Dämpfen.

Das Volumen der Verbindung ist entweder gleich der Summe der Volumina der Bestandtheile, oder es ist in einem einfachen Verhältniss verkleinert. 1 Vol. Chlorwasserstoffsäuregas enthält $\frac{1}{2}$ Vol. Chlorgas und $\frac{1}{2}$ Vol. Wasserstoffgas ohne Verdichtung. Das Wassergas besteht aus 1 Vol. Wasserstoffgas und $\frac{1}{2}$ Vol. Sauerstoffgas, verdichtet zu 1 Volumen. Das Ammoniakgas aus $1\frac{1}{2}$ Vol. Wasserstoffgas und $\frac{1}{2}$ Vol. Stickgas, diese 2 Volumen verdichtet zu 1 Vol. Ammoniakgas.

Da die Gewichte gleicher Volumen gasförmiger Körper sich wie ihre specifischen Gewichte verhalten, so drückt das Volum-Verhältniss, in dem sich zwei gasförmige Körper mit einander verbinden, zugleich die relativen *Gewichts*-Mengen der sich mit einander verbindenden Gase aus.

Da z. B. das spec. Gewicht des Wasserstoffgases 0,0693 und das des Sauerstoffgases 1,1088 ist, und sich beide Gase in dem Volum-Verhältniss von 2 : 1 verbinden, so verbinden sich dem Gewicht nach $2 \cdot 0,0693 = 0,1386$ Wasserstoff mit 1,1088 Sauerstoff und bilden 1,2474 Wasser, woraus die S. 7 angegebene procentische Zusammensetzung des Wassers folgt.

Hieraus folgt, dass sich die specifischen Gewichte gasförmiger Körper wie ihre Aequivalentgewichte verhalten oder zu diesen doch in einem einfachen Verhältniss stehen. Nimmt man für die specifischen Gewichte der Gase das des Wasserstoffs zu 1 an, dividirt man also mit dem spec. Gew. des Wasserstoffs $= 0,0693$ in das der anderen einfachen Gase, so sind die Quotienten die Aequivalentgewichte oder das doppelte derselben. Z. B. das spec. Gewicht des Wasserstoffs $= 0,0693$ verhält sich zu dem des Chlors $= 2,4580$, wie das Aequivalentgewicht des Wasserstoffs $= 1$ zu dem des Chlors $= 35,5$. Dagegen nimmt das Aequivalent des Sauerstoffs und das des Schwefels in Gasform nur einen halb so grossen Raum ein, wie das des Wasserstoffs, Chlors, Stickstoffs etc., oder mit anderen Worten, die Räume (Volumen) äquivalenter Gewichtsmengen Sauerstoffgas und Chlorgas verhalten sich wie 1 : 2. Dividirt man mit dem spec. Gewicht des Wasserstoffs 0,0693 in das des Sauerstoffs 1,1080, so ist der Quotient 16, also das doppelte Aequivalent des Sauerstoffs.

Die *relativen* Räume, welche äquivalente Gewichtsmengen gas- oder dampfförmiger Körper erfüllen, ergeben sich durch Division ihrer specifischen Gewichte in die Aequivalentgewichte. z. B.

Das Aequivalentgewicht		Dividirt durch das spec. Gewicht seines Gases		gibt den relativen Raum	
des Sauerstoffs	$= 8$	.	1,108	.	7,2
des Schwefels	$= 16$	.	2,217	.	7,2
des Wasserstoffs	$= 1$	.	0,0693	.	14,4
des Chlors	$= 35,5$	.	2,458	.	14,4
des Wassers	$= 9$	.	0,623	.	14,4
der Kohlensäure	$= 22$	.	1,524	.	14,4
des Chlorwasserstoffs	$= 36,5$	.	1,264	.	28,8
des Ammoniaks	$= 17$	.	0,589	.	28,8

Die relative Raumerfüllung von *einem* Aequivalentgewicht irgend eines Körpers ist also entweder gleich der von 1 Aeq. Sauerstoff oder 2 mal oder 4 mal so gross. Man sagt demgemäss, die Körper im Gaszustand sind auf 1 oder 2 oder 4 Volumen condensirt. Bei den organischen Körpern findet in der Regel Condensation auf 4 Volumen statt.

Aus diesen Beziehungen zwischen dem specifischen Gewicht und dem Aequivalentgewicht gas- oder dampfförmiger Körper folgt, dass man aus dem Aequivalentgewicht einer Substanz ihr specifisches Gewicht in Gasform, oder die Hälfte oder das Doppelte desselben, durch Rechnung findet, wenn man das Aequivalentgewicht mit dem specif. Gewicht des Wasserstoffgases multiplicirt. Z. B. das specif. Gewicht des Joddampfs aus seinem Aequivalent 1:127 (Aeq. des Jods) = $0,0693 : x$ ($x = 8,78$, übereinstimmend mit dem durch directe Wägung gefundenen). — Das Aequivalent des Sauerstoffs = 8, multiplicirt mit dem spec. Gewicht des Wasserstoffgases = $0,0693$, gibt $0,535$, also die Hälfte vom spec. Gewicht des Sauerstoffgases; das Aequivalent des Ammoniaks = 17, multiplicirt mit dem spec. Gewicht des Wasserstoffgases gibt $1,178$, oder das doppelte vom spec. Gewicht des Ammoniakgases.

Das specif. Gewicht des Wasserdampfs wurde durch directe Wägung = $0,622$ gefunden. Durch Multiplication seines Aequivalents = 9 mit dem spec. Gewicht des Wasserstoffgases wird es = $0,623$ erhalten. Durch Division dieser Zahl in das Aequivalent erhält man $14,4$, also Condensation der 3 Volumen der Bestandtheile auf 2 Volumen. Wären diese 3 Volumen auf 1 Vol. condensirt, so müsste das specif. Gewicht des Wasserdampfs $1,246$ ($= 2 \cdot 0,0693 + 1,108$) sein, also doppelt so gross als es wirklich ist.

35. *Isomorphe* Körper nennt man solche, die bei gleicher atomistischer Constitution gleiche Krystallform haben und sich in veränderlichen Verhältnissen einander vertreten, mit einander ein homogenes Ganze bilden können, ohne Aenderung der Krystallform. Isomorph z. B. sind $\text{Ca } \ddot{\text{C}}$, $\text{Mg } \ddot{\text{C}}$, $\text{Mn } \ddot{\text{C}}$ und $\text{Fe } \ddot{\text{C}}$. Sie krystallisiren in einerlei Rhom-

boëdern und kommen auch, in variirenden Verhältnissen gemischt, vor. Diese isomorphen Gemische haben dieselbe Krystallform und dieselbe Zusammensetzungs-Formel, wie jedes der einzelnen Salze; oder mit andern Worten, sie bilden gemischte Verbindungen, in denen der Sauerstoff aller drei Basen zusammen zu dem der Säure in demselben Verhältniss steht, wie in einem einzelnen dieser Salze, nämlich wie 1 : 2. — So sind ferner die phosphorsauren Salze isomorph mit den nach gleicher Formel zusammengesetzten arseniksauren Salzen von derselben Base, und beide krystallisiren aus einer gemeinschaftlichen Lösung in veränderlichen Verhältnissen gemischt in einerlei Form. Dasselbe ist der Fall unter sich mit den schwefelsauren und selensauren Salzen vor derselben Base. Schwefelsäure und Selensäure, die einerlei Atom-Zusammensetzung haben, sind also isomorph.

Isomorph sind Eisenoxyd, Chromoxyd und Thonerde, $\text{Fe}^2 \text{O}^3$, $\text{Cr}^2 \text{O}^3$, $\text{Al}^2 \text{O}^3$. Ihre schwefelsauren Kali-Doppelsalze (Alaune) krystallisiren in regulären Octaëdern, sie sind alle drei nach der Formel des gewöhnlichen Alauns, $\text{K} \ddot{\text{S}}$, $\ddot{\text{Al}} \ddot{\text{S}}^3 + 24 \text{H}$, zusammengesetzt, alle drei können nach variirenden Verhältnissen in regulären Octaëdern zusammenkrystallisiren, und ein Krystall des einen Salzes, gelegt in die Lösung eines der anderen, wächst darin mit Beibehaltung der Form. Auch krystallisiren Eisenoxyd, Chromoxyd und Thonerde für sich in einerlei Formen des hexagonalen Systems.

36. Die relativen Raumerfüllungen, welche äquivalenten Gewichtsmengen *fester* und *flüssiger* Körper zukommen, ergeben sich durch Division der specifischen Gewichte in die Aequivalentgewichte. Der Quotient heisst das *specifische Volum* eines Körpers. Da bei den festen und flüssigen Körpern das specifische Gewicht zugleich das Gewicht von 1 Cubikcentimeter der Substanz in Grammen angibt, so bedeuten, wenn man sich die Aequivalentgewichte auf Grammen bezogen denkt, die Zahlen für die specifischen Volume Cubikcentimeter. Das specif. Gewicht des Schwefels = 2,07 in das Aequivalentgewicht = 16, gibt als specif. Volum =

7,7. Wenn also 2,07 Grm. Schwefel 1 Cubikcent. erfüllen, so erfüllen 16 Grm. 7,7 Cub.Cent.

Nur bei einigen Gruppen von Elementen finden sich gleiche specifische Volumen. Es ist dies namentlich der Fall bei den unter sich ähnlichen und isomorphen, so wie bei den Verbindungen aus isomorphen Bestandtheilen. Gleiches spec. Volum haben z. B. Eisen, Nickel, Kobalt, Mangan = 3,5, ferner Silber und Gold = 10,2, Zinkvitriol ZnO , $\text{SO}_3 + 7 \text{HO}$ und Bittersalz MgO , $\text{SO}_3 + 7 \text{HO} = 70,3$, u. s. w.

37. Gewisse Elemente können ganz verschiedene Zustände mit ganz veränderten physikalischen Eigenschaften annehmen. Dieses Verhältniss nennt man *Allotropie*. In den zweierlei allotropischen Modificationen ist das Element auch dimorph, es bildet Krystalle von zweierlei verschiedenen Systemen.

38. Gewisse Verbindungen enthalten einerlei Elemente in einerlei Gewichtsmengen und können dabei ganz ungleiche physikalische und chemische Eigenschaften haben. Dieses Verhältniss nennt man *Isomerie*. Bei manchen isomeren Verbindungen beruht der Grund vielleicht auf einer Allotropie der Bestandtheile. Bei vielen, namentlich organischen Verbindungen beruht Isomerie auf ungleicher Anordnungsweise der Atome, (*metamerische* Körper). Die beiden isomeren Verbindungen haben dann gleiches Atomgewicht. Z. B. ameisensaures Aethyloxyd und essigsaures Methyloxyd sind beide nach der empirischen Formel $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_4$ zusammengesetzt, aber die rationelle Formel für das erstere ist $\text{C}_4\text{H}_5\text{O} + \text{C}_2\text{HO}_3$, die für das letztere $\text{C}_2\text{H}_3\text{O} + \text{C}_4\text{H}_3\text{O}_3$. Davon sind zu unterscheiden die *polymeren* Verbindungen, die gleiche procentische Zusammensetzung, aber ungleiches Atomgewicht und in Dampfform ungleiches specifisches Gewicht haben. Es gibt z. B. drei Verbindungen des Cyans mit Chlor, die einerlei procentische Zusammensetzung haben nach der Formel C_2NCl . Die eine ist ein Gas von 2,125 spec. Gewicht, die zweite eine Flüssigkeit, in Dampfform von 4,20 spec. Gewicht, die dritte ein fester Körper,

in Dampfform von 6,37 spec. Gewicht. Aus diesen ungleichen Dampfdichten, die sich $= 1 : 2 : 3$ verhalten, folgt, dass die erste Verbindung C^2NCl , die zweite $C^4N^2Cl^2$, die dritte $C^6N^3Cl^3$ ist.

39. Gleiche Gewichte fester Körper bedürfen zur Erwärmung auf gleiche Temperaturgrade sehr verschiedene Wärmemengen. Die Wärmemenge, die ein Körper aufnimmt, wenn ein Gewichtstheil um $1^\circ C.$ wärmer wird, heisst die *specifische Wärme*. Die Zahlen, welche die specifische Wärme ausdrücken, beziehen sich auf die specif. Wärme des Wassers als Einheit.

Die specifische Wärme fester Körper ist um so kleiner, je höher deren Aequivalentgewicht ist, oder äquivalente Gewichtsmengen verschiedener fester Elemente bedürfen zu gleicher Erwärmung in der Regel entweder gleich grosse Wärmemengen oder doch solche Wärmemengen, die zu einander in einem einfachen Verhältniss stehen. Z. B. die specifische Wärme des Bleis ist 0,0314, sein Aequivalent 103,5; die spec. Wärme des Schwefels ist 0,2026, sein Aequivalent 16. Man erhält die Wärmemengen, die zu gleicher Erwärmung äquivalenter Gewichtsmengen verschiedener Körper nöthig sind, durch Multiplication der Aequivalentzahlen mit den Zahlen für die specif. Wärme. Die für die Erwärmung von 103,5 Gewichtsth. Blei und von 16 Gewichtsth. Schwefel um 1° nöthigen Wärmemengen sind ausgedrückt durch $103,5 \cdot 0,0314 = 3,24$ und $16 \cdot 0,2026 = 3,24$. Man findet, dass äquivalente Gewichtsmengen vieler Elemente bei gleicher Erwärmung nahe gleiche Mengen Wärme aufnehmen, ausdrückbar durch die Zahl 3,25. Bei manchen dagegen ist sie nahe doppelt so gross. Z. B. das Aequivalent des Silbers $= 108$, multiplicirt mit seiner specif. Wärme $= 0,057$, gibt 6,15. Aehnliche Beziehungen finden sich bei den zusammengesetzten festen Verbindungen.

40. Jede den electrischen Strom leitende chemische Verbindung wird durch denselben, wenn er die erforderliche Stärke oder Dauer hat, in ihre Bestandtheile zerlegt. Die Quantitäten der hierbei in gleichen Zeiten abgeschie-

denen Bestandtheile sind proportional ihren Aequivalentgewichten.

41. Zur Erleichterung der Uebersicht und des Studiums ist es nöthig, das grosse Gebiet der chemischen Verbindungen in zwei Abtheilungen zu trennen, in die *unorganische* und die *organische* Chemie. In die organische Chemie gehören alle Verbindungen, die in 1 Atom 2 oder mehr Atome Kohlenstoff enthalten, verbunden mit Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff oder mit einem oder zweien dieser Elemente. Aus diesen wenigen Elementen, nach sehr vielen Verhältnissen vereinigt, bestehen im Allgemeinen die organischen Körper. Die unorganischen Verbindungen dagegen können aus sehr vielen Elementen, aber nach nur wenigen und sehr einfachen Verhältnissen, gebildet sein.

Nach ihren allgemeinen Eigenschaften pflegt man die 63 Elemente in zwei Klassen zu theilen, in *Metalle* und *Metalloide*.

Als Metalloide können folgende 16 Körper betrachtet werden

1. Sauerstoff.	7. Phosphor.	13. Fluor.
2. Wasserstoff.	8. Arsenik.	14. Kohlenstoff.
3. Stickstoff.	9. Antimon.	15. Bor.
4. Schwefel.	10. Chlor.	16. Silicium.
5. Selen.	11. Brom.	
6. Tellur.	12. Jod.	

M e t a l l o i d e .

1. Sauerstoff.

$$O = 8.$$

Vorkommen. Von allen Stoffen in der grössten Menge und Verbreitung. Wenigstens $\frac{1}{3}$ vom Gewicht unseres Planeten ist Sauerstoff; alle Gebirgsarten bestehen aus Sauerstoffverbindungen; im Wasser sind 89, in der Luft

23 Procent Sauerstoff dem Gewicht nach enthalten; er ist ferner, mit wenigen Ausnahmen, ein wesentlicher Bestandtheil aller Pflanzen- und Thierstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack, von 1,1088 specifischem Gewicht. Ausgezeichnet dadurch, dass brennende Körper darin mit viel stärkerer Licht- und Wärme-Entwicklung und in viel kürzerer Zeit verbrennen als in gewöhnlicher Luft. Ein glimmender Spahn entflammt sich darin von selbst; Kohle und Eisen, brennend hineingetaucht, verbrennen darin von selbst weiter mit blendender Feuer-Entwicklung, eben so Schwefel, ganz besonders glänzend Phosphor.

Darstellung. Vorzüglich aus seinen Verbindungen mit gewissen Metallen (aus Metalloxyden) durch Glühen, welche dabei ihren Sauerstoff ganz oder zum Theil abgeben; z. B. aus Quecksilberoxyd, aus Braunstein.

Verbindungen. Der Sauerstoff kann sich mit allen übrigen Elementen verbinden*). — Wenn ein Körper im Sauerstoffgas verbrennt, so vereinigt er sich mit dem Sauerstoff, er nimmt dadurch an Gewicht zu, und das Sauerstoffgas verschwindet, es wird gebunden. Diese Vereinigung ist die Ursache der Erscheinung, die man Verbrennen oder Feuer nennt, das heisst die Ursache eines Freiwerdens von Wärme und Licht.

Wenn ein Körper in gewöhnlicher Luft brennt, so findet derselbe Vorgang statt, er oder seine Bestandtheile vereinigen sich mit dem Sauerstoff der Luft, der dabei verschwindet. Die in gewöhnlicher Luft stattfindende Feuer-Erscheinung ist darum weit schwächer, weil das Sauerstoffgas in der Luft mit einem grossen Ueberschuss von einem andern Gas, dem Stickgas, vermischt ist.

Um sich mit Sauerstoff vereinigen zu können, muss den meisten Körpern Wärme zugeführt, sie müssen darin bis zu einem gewissen Grade erhitzt werden.

Einen mit Sauerstoff verbundenen Körper nennt man

*) Das Fluor ist der einzige Grundstoff, von dem noch keine Sauerstoff-Verbindung bekannt ist.

ein *Oxyd* oder *oxydirt*. So z. B. ist der beim Verbrennen des Eisens in Sauerstoffgas entstandene schwarze Körper, so wie der beim Glühen des Eisens in der Luft auf demselben entstehende Glühspan oder Hammerschlag oxydirtes Eisen. Wenn man 100 Gewichtstheile Eisen durch Glühen in der Luft in Glühspan verwandelt, so wiegt dieser nachher 138 G. Theile, das heisst der Sauerstoff, mit dem sich das Eisen verbunden hat, wiegt 38 G. Theile.

Ein und dasselbe Element kann sich in mehreren Verhältnissen mit dem Sauerstoff verbinden. Z. B. Quecksilber verbindet sich in zwei Verhältnissen mit ihm; unter gewissen Umständen nehmen 100 Gewichtstheile Quecksilber 4 Theile Sauerstoff auf, wodurch ein schwarzer, pulverförmiger Körper entsteht; aber 100 Theile Quecksilber können sich auch mit noch einmal so viel Sauerstoff vereinigen, mit 8 Theilen, und dadurch entsteht das rothe Quecksilberoxyd. Aus 108 Theilen rothem Quecksilberoxyd erhält man durch Erhitzen, wodurch die Anziehung zwischen dem Metall und Sauerstoff wieder aufgehoben wird, 100 Theile metallisches Quecksilber und ein Volumen Sauerstoffgas, welches 8 Theile wiegt. Eine Verbindung nach anderen Verhältnissen kann zwischen Quecksilber und Sauerstoff nicht hervorgebracht werden.

Diese verschiedenen Verbindungs - Verhältnisse eines Körpers mit Sauerstoff nennt man seine *Oxydationsstufen*. In allen Oxydationsstufen eines und desselben Körpers stehen die Sauerstoffmengen unter einander in einem ähnlichen einfachen Zahlenverhältniss.

Zufolge ihrer Eigenschaften zerfallen die Oxyde der Elemente in 3 Klassen, in *basische Oxyde* oder *Basen*, in *saure Oxyde* oder *Säuren*, und in *Superoxyde*.

Bei den Basen nennt man die niedrigste Oxydationsstufe *Oxydul*, die höhere *Oxyd* oder *Sesquioxyd*.

Säuren und Basen haben die Eigenschaft, sich in bestimmten Gewichtsverhältnissen mit einander zu verbinden zu Körpern, die man *Salze* nennt.

So z. B. ist die höchste Oxydationsstufe des Schwefels eine Säure, die Schwefelsäure, und die niedrigste Oxydati-

onsstufe des Eisens ein basisches Oxyd, das Eisenoxydul. Kommen beide mit einander in Berührung, so vereinigen sie sich zu einem Salz, zu schwefelsaurem Eisenoxydul, worin der Sauerstoff der Säure 3 mal so gross ist als der der Base.

Zuweilen ist ein und derselbe oxydirte Körper in Beziehung auf andere zugleich eine Base und zugleich eine Säure.

Die Metalloide sind es vorzüglich, welche Säuren bilden, während die Metalle vorzugsweise Basen hervorbringen.

Die *Superoxyde* sind dadurch von den anderen verschieden, dass sie weder Basen noch Säuren sind, sondern in Berührung mit Säuren oder in höherer Temperatur Sauerstoff verlieren und sich in basische Oxyde verwandeln, wie z. B. der Braunstein oder das Mangansuperoxyd.

Der Braunstein enthält auf 100 Gewichtstheile Mangan-Metall 58 Theile Sauerstoff. Erhitzt man ihn mit Schwefelsäure, so geht die Hälfte des Sauerstoffs als Gas weg, und er verwandelt sich in Oxydul, welches auf 100 Metall nur 29 Sauerstoff enthält und mit der Schwefelsäure verbunden bleibt.

Wird der Braunstein stark geglüht, so verliert er $\frac{1}{3}$ seines Sauerstoffs und verwandelt sich in eine Verbindung von Oxyd mit Oxydul. 3 Pfund Braunstein liefern ungefähr 4 Cubikfuss Sauerstoffgas.

Die Gegenwart des Sauerstoffgases in der atmosphärischen Luft ist nothwendig für den Athmungsprocess der Thiere und überhaupt für das Dasein der ganzen lebenden Natur. Daher auch sein älterer Name Lebensluft.

Der Sauerstoff ist 1774 ungefähr gleichzeitig von Priestley und von Scheele entdeckt worden.

Das Sauerstoffgas kann unter gewissen Umständen ganz veränderte Eigenschaften annehmen. In diesem andern Zustand, in welchem es einen eigenthümlichen Geruch besitzt und schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr oxydierend wirkt, wird es *Ozon* genannt. Das Nähere darüber siehe am Schlusse des Abschnitts von der atmosphärischen Luft.

2. Wasserstoff.

$$H = 1.$$

Vorkommen. Nur in Verbindungen, als wesentlicher Bestandtheil aller Pflanzen- und Thierstoffe und des Wassers, welches 11 Procent seines Gewichts enthält.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack, von 0,0693 specifischem Gewicht, also $14\frac{1}{2}$ mal leichter als die Luft, der leichteste aller Körper. Es lässt sich leicht entzünden und verbrennt mit wenig leuchtender Flamme, aber sehr starker Wärme-Entwicklung.

Darstellung. Am einfachsten durch Zersetzung des Wassers: *a)* durch den electrischen Strom, wobei die beiden Bestandtheile des Wassers in Gasform abgeschieden werden; *b)* indem man Wasserdämpfe über glühendes Eisen leitet, welches sich dabei oxydirt, während der Wasserstoff gasförmig frei wird; *c)* indem man Zink oder Eisen mit einem Gemenge von Wasser und Schwefelsäure übergiesst, wobei sich diese Metalle auflösen, indem sie mit dem Sauerstoff des Wassers basische Oxyde bilden, die mit der Säure zu löslichen Salzen in Verbindung treten. Der Wasserstoff aber wird frei und wird als Gas entwickelt.

Verbindungen. Der Wasserstoff geht direct nicht so leicht Verbindungen ein, wie der Sauerstoff. Eine seiner einfachsten und merkwürdigsten Verbindungen ist das Wasser.

Das *Wasser* besteht aus Sauerstoff und Wasserstoff. Die Verbrennung des Wasserstoffgases beruht darauf, dass es sich mit dem Sauerstoff der Luft vereinigt und Wasser bildet.

Es verbinden sich genau 2 Maas (Volumen) Wasserstoffgas mit 1 Maas (Vol.) Sauerstoffgas zu Wasser.

Aus dieser Thatsache und der Kenntniss der specif. Gewichte beider Gase lässt sich die Zusammensetzung des Wassers dem Gewicht nach durch Rechnung finden, wie S. 16 angegeben ist. Es besteht aus:

		In 100 Theilen.
1 Aequivalent Sauerstoff	= 8	88,9
1 Aequivalent Wasserstoff	= 1	11,1
1 Aequivalent Wasser . .	= 9	100,0

Das Atom oder Aequivalent des Wassers wird durch HO oder H ausgedrückt.

Die Vereinigung der beiden Gase zu Wasser geht erst bei Glühhitze oder durch den electrischen Funken vor sich; aber im Contact mit blankem Platinblech oder schwammigem Platin vereinigen sich beide Gase schon bei gewöhnlicher Temperatur, mit letzterem unter Feuer-Erscheinung. (Vergl. S. 5, §. 21). Die reinen Gase, in dem Verhältniss = 2 : 1 mit einander gemengt und angezündet, brennen dabei, in Folge der grossen momentanen Ausdehnung des sich bildenden Wasserdampfs, mit starkem Knall (Explosion) ab, daher der Name Knallluft für dieses Gemenge. Diese Verbrennung ist mit einem der höchsten Wärmegrade verbunden, die man hervorbringen kann.

Wasser kann auch dadurch gebildet werden, dass man gewisse Metalloxyde in getrocknetem Wasserstoffgas erhitzt, und hierdurch lässt sich sowohl die Zusammensetzung des Wassers, als auch die des Metalloxyds genau bestimmen. 100 Gewichtstheile schwarzes Kupferoxyd z. B. geben auf diese Weise, unter Feuer-Erscheinung, 79,848 Th. metallisches Kupfer und 22,671 Th. Wasser. Folglich enthält das Kupferoxyd 20,152 Procent Sauerstoff. Diese abgezogen von der gebildeten Wassermenge, bleiben 2,519 Th. für Wasserstoff. Wenn aber 22,671 Wasser enthalten 20,152 Sauerstoff und 2,510 Wasserstoff, so enthalten 100 Wasser 88,9 Sauerstoff und 11,1 Wasserstoff.

Das Wasser kann alle drei Aggregatzustände annehmen. Unter 0° ist es fest oder Eis, dessen spec. Gewicht nur 0,94 ist; die höchste Dichtigkeit des Wassers ist bei + 4°; von 0° an bis 100° ist es flüssig, und bei 100° siedet es, d. h. verwandelt es sich in ein unsichtbares, über 100° beständiges Gas (Wasserdampf). Das specifische Gewicht desselben ist 0,622. Hieraus folgt, dass die 2 Volumen Wasserstoffgas bei ihrer Vereinigung mit 1 Vol. Sauerstoffgas nicht 1, sondern 2 Vol. Wassergas gebildet haben. (Vrgl. S. 17). Ein Volumen Wasser nimmt, indem es zu Wassergas von + 100° wird, einen 1700mal grösseren Raum ein. Unter 100° abgekühlt, wird es wieder tropfbarflüssiges Was-

ser. Geschieht diese Abkühlung in der Luft, so verdichtet es sich, unendlich kleine Bläschen bildend, zu sichtbarem Wasserdunst (Nebel, Wolken).

Wasser nimmt aber auch, ohne zu sieden, bei gewöhnlicher Temperatur Gasgestalt an, es verdunstet; dies geschieht um so rascher, je höher die Temperatur, oder je geringer der Druck der Luft auf die Wasseroberfläche ist, und ist eine Folge des Bestrebens aller flüchtigen Körper, Gasgestalt anzunehmen. Von dieser Verdunstung hängt der Feuchtigkeitszustand der Luft ab.

Das meiste Quell- und Flusswasser, vor allem das Meerwasser, enthält fremde Substanzen, besonders Salze, aufgelöst, die es beim Verdunsten hinterlässt. Das Regenwasser ist reiner, oft vollkommen rein. Zur Darstellung von vollkommen reinem Wasser unterwirft man das gewöhnliche der *Destillation*.

Das Wasser ist für sehr viele Substanzen ein Lösungsmittel. (Vergl. S. 3, §. 12.) Es hat aber auch die Eigenschaft, sich mit sehr vielen Körpern chemisch und in bestimmter Proportion zu verbinden. Mit den basischen Oxyden verbindet es sich als Säure, mit den Säuren als basisches Oxyd. Es verbindet sich ferner mit den meisten Salzen (siehe *Säuren* und *Salze*.) In zahllosen Fällen zersetzt es sich wechselseitig mit anderen zusammengesetzten Körpern und veranlasst die Bildung anderer Wasserstoff- und Sauerstoff-Verbindungen.

Lavoisier war der erste, welcher das Wasser in seine beiden Bestandtheile zerlegte und seine Zusammensetzung bewies.

Wasserstoffsuperoxyd, HO_2 , ist ein wie Wasser aussehendes Liquidum, aber von 1,45 spec. Gewicht und noch nicht bei -30° gefrierend. Es wirkt kräftig oxydirend und bleicht die Pflanzenfarben. Es zersetzt sich schon für sich leicht in Wasser und Sauerstoffgas, aber ganz plötzlich und heftig, selbst wenn es mit vielem Wasser vermischt ist, im Contact mit dem Pulver von metallischem Platin, Gold, Silber oder Mangansuperoxyd, ohne dass diese Körper dabei selbst eine Veränderung erleiden. Fügt man bei dem Man-

gansuperoxyd irgend eine Säure hinzu, so geht auch die Hälfte des Sauerstoffs von diesem gasförmig fort und es bildet sich ein Manganoxydulsalz. (Vergl. S. 5, §. 21.) Das Wasserstoffsuperoxyd kann nicht unmittelbar aus seinen Elementen gebildet werden. (Siehe Bariumsuperoxyd.)

3. Stickstoff.

$$N = 14.$$

Vorkommen. In freiem Zustande in der Luft, welche in 100 Volumtheilen nahe 79 Volumth. Stickgas enthält. Mit Sauerstoff verbunden im Kali- und Natron-Salpete. Ausserdem wesentlicher Bestandtheil vieler Thier- und Pflanzenstoffe.

Eigenschaften. Farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack. Leichter als die Luft, spec. Gewicht = 0,972. Nicht brennbar. Im Stickgas sterben Thiere und verlöscht Feuer, daher sein Name.

Darstellung. Man entzieht der atmosphärischen Luft das Sauerstoffgas durch einen leicht oxydirbaren Körper, indem man z. B. in einem abgeschlossenen Volumen Luft Phosphor verbrennen lässt, oder indem man über vertheiltes und glühendes Eisen oder Kupfer atmosphärische Luft leitet.

Verbindungen. Der Stickstoff bildet eine grosse Anzahl von Verbindungen, die aber in der Regel nur auf indirectem Wege gebildet werden, denn nur wenige Körper sind fähig, sich unmittelbar mit dem freien, gasförmigen Stickstoff zu verbinden, daher auch Stickgas durch keine Eigenschaft characterisirt ist, welche auf einer Verbindungs-Erscheinung beruht.

Mit *Sauerstoff* verbindet er sich in 5 Verhältnissen: zu Stickoxydul, Stickoxyd, salpetriger Säure, Untersalpetersäure und Salpetersäure (s. bei den Säuren).

Mit *Wasserstoff* bildet er das Ammoniak (s. bei den Alkalien).

Die Betrachtung der *atmosphärischen Luft*, deren Hauptbestandtheile Sauerstoffgas und Stickgas sind, nahe

in dem relativen Verhältniss von 21:79, und bloß mit einander gemengt, folgt nach dem Abschnitt *Säuren*.

4. Schwefel.

$$S = 16.$$

Vorkommen. Gediessen; in Verbindung mit Metallen, und am verbreitetsten als Schwefelsäure in Salzen, vorzüglich im Gyps (schwefelsauren Kalk).

Eigenschaften. Gelb, durchsichtig oder durchscheinend, spröde, Nichtleiter der Electricität. Der natürliche krystallisirt in Formen des rhombischen Systems. Specifisches Gewicht 2,0454. Löslich in Schwefelkohlenstoff, woraus er in der Form des natürlichen krystallisirt. Schmilzt bei $+111^{\circ}$ zur dünnen, gelben Flüssigkeit, wird von $+150^{\circ}$ an dickflüssig und dunkel rothbraun, und bei $+220^{\circ}$ ganz steif und zähe, aber bei 240° wieder dünnflüssiger. Dann plötzlich abgekühlt, bildet er eine rothbraune, durchsichtige, unkrySTALLINISCHE, Tage lang weich bleibende Masse von 1,957 spec. Gewicht, die mehr oder weniger Schwefel im amorphen Zustand enthält, unlöslich in Schwefelkohlenstoff. Eine sehr kleine Menge organischer Materie ertheilt ihm hierbei eine schwarzrothe oder schwarze Farbe. Bei langsamer Abkühlung krystallisirt der geschmolzene Schwefel, und zwar in einer zu dem monoklinen System gehörenden Form. Der Schwefel ist also dimorph. Die aus geschmolzenem Schwefel gebildeten Krystalle sind anfangs klar und etwas biegsam, sie werden aber bald, namentlich durch Berührung undurchsichtig und spröde und bestehen nun aus Aggregaten von mikroskopischen Krystallen der andern Form. — Bei 440° geräth der geschmolzene Schwefel, indem er wieder dünnflüssig wird, in's Sieden und bildet ein braungelbes Gas, welches einen ungefähr 500mal grösseren Raum als der feste Schwefel einnimmt. Bei ungefähr 500° wurde das spec. Gewicht des Schwefelgases 6,654, dagegen bei ungefähr $1000^{\circ} = 2,2$, entsprechend seinem Atomgewicht, gefunden. Der Schwefel ist also ein flüchtiger Körper und kann überdestillirt werden. Wenn sich das Schwefelgas mit kalter Luft vermischt, so verdichtet sich der

Schwefel in Gestalt eines gelben Pulvers (Schwefelblumen), welches ein Gemenge von krystallinischem, in Schwefelkohlenstoff löslichem, und amorphen, darin unlöslichen Schwefel ist.

Darstellung. Der Schwefel wird in grosser Menge gewonnen, hauptsächlich aus gediegenem Schwefel auf Sicilien, in Polen u. s. w. durch Ausschmelzen oder Destilliren des schwefelhaltigen Gesteins. — Er wird besonders zur Fabrication des Schiesspulvers und der Schwefelsäure gebraucht.

Verbindungen des Schwefels.

Mit *Sauerstoff* nach vielen Verhältnissen, welche Verbindungen alle Säuren sind. Die höchste und wichtigste ist die Schwefelsäure.

In offener Luft bis zum Sieden erhitzt oder mit einem glühenden Körper berührt, entzündet sich der Schwefel und verbrennt mit blauer Flamme. Das Product der Verbrennung ist ein Gas, die schweflige Säure (s. Säuren).

Mit *Wasserstoff* bildet der Schwefel eine gasförmige Verbindung (s. Sulfide).

Die Verbindung des Schwefels mit *Stickstoff*, NS_2 , ist ein gelber, krystallisirbarer, durch Reiben oder durch Stoss explodirender Körper. (S. Ammoniak.)

Der Schwefel verbindet sich mit den meisten Metallen. Die Vereinigung ist wie beim Sauerstoff häufig von einer Feuer-Erscheinung begleitet. Wie der Sauerstoff, vereinigt sich auch der Schwefel mehrentheils in verschiedenen Verhältnissen mit einem und demselben Metall.

Einige Schwefelmetalle verhalten sich ähnlich den Superoxyden; sie geben beim Erhitzen einen Theil ihres Schwefels ab, und verwandeln sich in Schwefelungsstufen mit geringerem Schwefelgehalt. Hierauf beruht die Gewinnung von Schwefel durch Destillation des natürlich vorkommenden Schwefeleisens, des Schwefelkieses.

5. Selén.

Se = 39,7.

Vorkommen. Sehr selten; bis jetzt nur in Verbindung mit verschiedenen Metallen.

Eigenschaften. Geschmolzen plötzlich abgekühlt, erstarrt es zu einer schwarzen, glänzenden, in dünnen Lagen roth durchscheinenden, amorphen Masse, mit muschlichem Bruch und 4,28 spec. Gewicht. Wieder erwärmt oder langsam erstarrend, wird es dunkelgrau, krystallinisch und hat 4,8 spec. Gewicht. Krystallform monoklin. Es ist spröde und ein Nichtleiter der Electricität. Aus einer Lösung von seleniger Säure durch schweflige Säure abgeschieden, bildet es ein amorphes zinnoberrothes Pulver, welches noch unter 100° schwarz wird. Das amorphe Selen schmilzt bei 217° , das krystallinische viel schwerer. Bei ungefähr 700° siedet es und bildet ein gelbes Gas.

An der Luft erhitzt, verbrennt das Selen mit röthlich blauer Flamme und unter Verbreitung eines ganz eigenthümlichen, starken Geruchs zu krystallisirbarer seleniger Säure. In seinen Verbindungen hat es die grösste Aehnlichkeit mit dem Schwefel.

1817 von Berzelius entdeckt.

6. Tellur.

Te = 64.

Vorkommen. Sehr sparsam; sehr selten gediegen; hauptsächlich in Verbindung mit Metallen (namentlich Gold, Silber, Blei und Wismuth).

Eigenschaften. Vollkommen metallglänzend, fast zinnweis, von grossblättrigem, krystallinischem Gefüge, im hexagonalen System krystallisirend, spröde, von 6,258 spec. Gew., Halbleiter der Electricität, leicht schmelzbar, bei Glühhitze flüchtig. An der Luft geschmolzen, entzündet es sich und verbrennt, ohne Geruch, mit blauer Flamme zu fester, telluriger Säure, aus deren Lösung in Säuren es durch schweflige Säure als graues amorphes Pulver abgeschieden

wird. In seinen Verbindungs-Verhältnissen sehr ähnlich dem Schwefel und Selen.

1782 von Müller von Reichenstein entdeckt.

7. Phosphor.

P = 31.

Vorkommen. Sehr verbreitet, aber nur in Verbindung mit Sauerstoff als Phosphorsäure in Form von phosphorsauren Salzen, hauptsächlich als phosphorsaurer Kalk, welcher auch den unorganischen Bestandtheil der Knochen ausmacht.

Eigenschaften. Farblos, durchsichtig, wachsglänzend. Aus gewissen Lösungsmitteln in Rhomben-Dodecaëdern krystallisirend. Spec. Gewicht 1,84. In der Kälte spröde, bei gewöhnlicher Temperatur von Wachsconsistenz. Schmilzt bei $+ 44^{\circ}$, und erstarrt wieder amorph, siedet bei $+ 290^{\circ}$, und bildet ein farbloses Gas von 4,4 spec. Gewicht. Er riecht knoblauchartig, raucht an der Luft, leuchtet dabei im Dunkeln und ist sehr leicht entzündlich. Durch längeren Einfluss des Lichts oder einer Wärme von 250° geht er in einen allotropischen, braunrothen, undurchsichtigen Zustand über, in welchem er an der Luft unveränderlich ist, nicht leuchtet, und 2,1 spec. Gewicht hat. Bei 290° geht er wieder in den farblosen, klaren Zustand zurück. Sehr giftig. Die kleinste Spur Phosphor, mit Wasser zum Sieden erhitzt, verräth sich dadurch, dass sie den Wasserdampf im Dunkeln leuchtend macht.

Darstellung. Man destillirt bei starker Glühhitze Phosphorsäure mit Kohle, welche dabei dem Phosphor den Sauerstoff entzieht und damit Kohlenoxydgas bildet. Die Phosphorsäure hierzu wird aus gebrannten Knochen abgeschieden, wie bei dieser Säure angegeben wird.

Verbindungen. Mit *Sauerstoff* vereinigt sich der Phosphor sehr leicht und bildet damit 3 Säuren. Das Rauchen und Leuchten desselben in der Luft beruht auf seiner Oxydation zu phosphoriger Säure. Wegen dieser leichten Oxydirbarkeit ist er stets unter Wasser aufzubewahren. —

Erhitzt man den Phosphor in der Luft, so entzündet er sich und verbrennt mit stark leuchtender Flamme zu Phosphorsäure, die einen weissen Rauch bildet und sich zu einem festen weissen, in feuchter Luft rasch zerfliessenden Körper verdichtet. Diese Entzündung ist schon durch Reiben des Phosphors, oder indem man ihn unvorsichtigerweise zwischen den warmen Fingern hält, oder durch Aufstreuen pulverförmiger Körper zu bewirken. — Der Phosphor kann also bei zwei verschiedenen Temperaturen verbrennen und dabei ungleiche Mengen von Sauerstoff aufnehmen, die sich auf dieselbe Menge von Phosphor wie 3 : 5 verhalten.

Phosphorwasserstoff. PH_3 . Die Vereinigung der beiden Elemente ist nicht direct zu bewirken. Die Verbindung entsteht beim Erhitzen einer sehr concentrirten Lösung von phosphoriger Säure in Wasser, wobei ein Theil des letzteren zersetzt und $\frac{3}{4}$ der Säure in Phosphorsäure, $\frac{1}{4}$ in Phosphorwasserstoff verwandelt werden.

Farbloses Gas von knoblauchähnlichem Geruch, 1,185 spec. Gewicht, leicht entzündlich und mit leuchtender Flamme zu Phosphorsäure und Wasser verbrennend. Metalle, darin erhitzt, entziehen ihm den Phosphor und lassen das $1\frac{1}{2}$ fache Volumen reines Wasserstoffgas zurück.

Das Phosphorwasserstoffgas bildet sich ferner durch Erwärmen eines Gemenges von Phosphorstückchen mit gelöschtem Kalk (Kalkhydrat), oder durch Erwärmen einer Lösung von Kaliumoxydhydrat in Wasser mit Phosphor, wobei Wasser zersetzt wird und $\frac{3}{4}$ des Phosphors mit dem Sauerstoff zu unterphosphoriger Säure zusammentreten, $\frac{1}{4}$ mit dem Wasserstoff zu Phosphorwasserstoffgas. Das so gebildete Gas hat die Eigenschaft, sich von selbst an der Luft zu entzünden, weil es eine kleine Menge eines selbstentzündlichen, flüssigen Phosphorwasserstoffs enthält, der $\frac{1}{3}$ weniger Wasserstoff enthält als das Gas. Nach einiger Zeit verliert dieses die Selbstentzündlichkeit unter Abscheidung von etwas Phosphor.

Eine Verbindung von Phosphor mit *Stickstoff* ist nicht bekannt (siehe Ammoniak).

Mit *Schwefel* lässt sich der Phosphor in mehreren Verhältnissen verbinden (s. Sulfide).

Der meiste Phosphor dient zur Verfertigung der Reibfeuerzeuge. Er wurde 1669 von Brandt zufällig entdeckt und von ihm aus dem Harn, der phosphorsaure Salze enthält, dargestellt. 1769 entdeckten Gahn und Scheele den Phosphorsäuregehalt der Knochen.

8. Arsenik.

As = 75.

Vorkommen. Gediegen; als Arseniksäure verbunden mit Basen, seltener als arsenige Säure; als Schwefelarsenik und vorzüglich in Verbindung mit mehreren Metallen.

Darstellung. Durch Sublimation von arseniger Säure mit Kohle, oder im Grossen durch Destillation des Arsenikkieses, einer häufig vorkommenden metallischen Verbindung von Schwefeleisen mit Arsenikeisen, $\text{FeAs} + \text{FeS}^2$, welche dabei in Einfach-Schwefeleisen, FeS , und sich sublimirendes Arsenik zerfällt. Im Handel unter dem älteren Namen *Cobaltum* bekannt.

Eigenschaften. Stahlfarben, stark glänzend, von blättrig krystallinischem Gefüge, 5,63 spec. Gewicht; spröde; verliert an der Luft seinen Glanz und wird schwarz (von Suboxyd?). Verflüchtigt sich beim Erhitzen, ohne zu schmelzen und condensirt sich aus dem gasförmigen Zustand in glänzenden Krystallen des hexagonalen Systems. Sein Dampf riecht eigenthümlich knoblauchartig. — In seinen Verbindungsverhältnissen sehr ähnlich dem Phosphor.

Mit dem *Sauerstoff* bildet das Arsenik 2 Säuren, die Arseniksäure und die arsenige Säure (siehe Säuren). In Sauerstoffgas erhitzt, verbrennt es mit weisser Flamme zu weisser, krystallisirbarer arseniger Säure.

Arsenikwasserstoff, AsH_3 , ist ein farbloses, knoblauchartig riechendes, sehr giftiges, unter stärkerem Druck zu einem Liquidum condensirbares Gas von 2,69 spec. Gewicht. Leicht entzündlich und mit blaulicher Flamme zu Wasser und arseniger Säure verbrennend. Durch ein schwach glü-

hendes Glasrohr geleitet, wird es vollständig zerlegt, und das Arsenik als glänzender, metallischer Spiegel abgeschieden.

Das Arsenikwasserstoffgas bildet sich, wenn man eine durch Zusammenschmelzen der Bestandtheile bereitete Verbindung von Zink und Arsenik, Zn^3As , sich in verdünnter Schwefelsäure auflösen lässt, oder wenn sich Zink in verdünnter Schwefelsäure auflöst, welche arsenige Säure aufgelöst enthält. Selbst aus unwägbaren Mengen arseniger Säure lassen sich beim Hindurchleiten des so entwickelten Wasserstoffgases durch eine an einer Stelle glühende enge Glasröhre deutliche Spiegel von Arsenik erhalten.

Schwefelarsenik, siehe Sulfide.

Mehrere Verbindungen des Arsens sind schon seit den ältesten Zeiten bekannt. Das meiste Arsenik wird in Form von arseniger Säure angewendet.

9. Antimon.

$\text{Sb} = 122.$

Vorkommen. Selten gediegen oder als antimonige Säure; am häufigsten in Verbindung mit Schwefel.

Gewinnung. Das natürlich vorkommende Schwefelantimon (Grauspiessglanzerz), nachdem es durch Erhitzen aus dem Gestein, worin es sich eingewachsen findet, ausgeschmolzen ist, wird im gepulverten Zustande so lange an der Luft erhitzt, bis aller Schwefel verbrannt und das Antimon oxydirt ist. Dieses Oxyd wird in mäsiger Glühhitze mit Kohle und Pottasche zusammengeschmolzen und dadurch reines Antimon erhalten. Im Kleinen erhält man es am besten durch Zusammenschmelzen von 100 Theilen Schwefelantimon mit 42 Th. Eisenfeile, 10 Th. wasserfreiem schwefelsaurem Natron und 2 Th. Kohlenpulver.

Eigenschaften. Vollkommen metallglänzend, fast zinnweis, von sehr krystallinischem, blättrigem Gefüge, 6,7 spec. Gewicht; spröde und leicht zu pulvern, bei ungefähr 450° Glühhitze schmelzbar, beim Erstarren in Rhomboëdern (hexagonal) krystallisirend, in sehr hoher Temperatur flüchtig. An der Luft bleibt es blank, aber glühend geschmolzen,

entzündet es sich und verbrennt zu antimoniger Säure, die sich als weisser, geruchloser Rauch verflüchtigt. Es bildet ausserdem eine Antimonsäure (s. Säuren).

Antimonwasserstoffgas, SbH_3 . Entsteht auf ganz ähnliche Weise wie das Arsenikwasserstoffgas. Farbloses Gas von eigenthümlichem Geruch; brennt mit weisser, rauchender Flamme; durch eine glühende Röhre geleitet zerfällt es in Wasserstoffgas und in Antimon, welches sich als glänzender Metallspiegel abscheidet.

Die Verbindungen des Antimons mit *Schwefel* siehe bei den Sulfiden.

Mehrere Verbindungen des Antimons sind wichtige Arzneimittel, andere haben technische Anwendungen. Das reine Antimon ist erst seit dem Ende des 15ten Jahrhunderts bekannt.

10. Chlor.

$$\text{Cl} = 35,5$$

Vorkommen. In grosser Menge und sehr verbreitet; niemals in freiem Zustande, stets in Verbindung, hauptsächlich mit Natrium als Kochsalz (Steinsalz, Seesalz).

Eigenschaften. Blass grüngelbes Gas, von eigenthümlichem, erstickendem Geruch, von sehr nachtheiliger Wirkung auf die Athmungsorgane. Spec. Gewicht 2,45. Es ist ein coërcibeles Gas; unter einem Druck von 4 Atmosphären bei $+ 15^\circ$, oder bis zu $- 40^\circ$ abgekühlt, verdichtet es sich zu einer dunkelgelben Flüssigkeit, die 1,38 spec. Gewicht hat, also schwerer als Wasser und mit diesem nicht mischbar ist, und bei Aufhebung des Drucks wieder gasförmig wird. Erstarrt nicht, selbst bei einer Kälte von $- 110^\circ$.

Darstellung. Aus Salzsäure, der Verbindung von Chlor mit Wasserstoff, durch Erwärmen mit Mangansuperoxyd (Braunstein), wobei sich der Sauerstoff dieses letzteren mit dem Wasserstoff des Chlorwasserstoffs zu Wasser, und das Mangan mit der Hälfte des frei werdenden Chlors verbindet, während die zweite Hälfte des letzteren als Gas

weggeht. — Oder aus einem erwärmten Gemenge von 1 Theil Kochsalz, 1 Theil fein geriebenem Braunstein und 2 Theilen Schwefelsäure, die mit gleich viel Wasser verdünnt ist. Der Braunstein wird hierbei in schwefelsaures Manganoxydul verwandelt, und das Kochsalz in schwefelsaures Natriumoxyd, indem sein ganzer Chlorgehalt frei gemacht wird. Das Gas wird über warmem Wasser oder in einer trocknen hohen Flasche, bis auf deren Boden man die Gasröhre führt, aufgefangen. Von Quecksilber wird es absorbirt.

Verbindungen des Chlors.

Das Chlor hat sehr starke Affinitäten, zu vielen Körpern grössere als der Sauerstoff. Es verbindet sich mit allen anderen Grundstoffen, meist direct und unter Feuer-Erscheinung*). Namentlich ist dies mit den Metallen der Fall. Viele Metalloxyde, in Chlorgas zum Glühen erhitzt, verwandeln sich, unter Sauerstoffgas-Entwicklung, in Chlor-Metalle. Verschiedene Chlorverbindungen eines und desselben Körpers werden durch die Namen Chlorür, Chlorid und Superchlorid unterschieden.

Chlorwasser. Wasser löst bei $+8^{\circ}$ über 3 Maass Chlorgas auf; grünlichgelbe Flüssigkeit, sehr stark nach Chlor riechend, herbe schmeckend. Das Chlor in dieser Auflösung zersetzt im Sonnenschein das Wasser, indem es sich mit dessen Wasserstoff verbindet und den Sauerstoff als Gas frei macht. Dieselbe Zersetzung des Wassers findet statt in Glühhitze, wenn man Chlorgas mit Wasserdampf durch ein glühendes Rohr leitet. — Bis nahe zu 0° abgekühlt, setzt das Chlorwasser eine krystallisirende Verbindung von Chlor mit Wasser ab (Chlorhydrat), die sich bei gewöhnlicher Temperatur wieder in Chlorgas und Wasser zersetzt. In einem starken zugeschmolzenen Glasrohr zersetzt sich nur ein Theil des Hydrats, indem das übrige unter dem Druck des entwickelten Chlorgases bei gewöhnlicher Temperatur unzersetzt bleibt; aber bis zu etwa 30° erwärmt,

*) Nur von dem Fluor ist noch keine Chlorverbindung bekannt.

zersetzt sich auch das übrige Hydrat in Wasser und liquides Chlor, — eine Art wie man letzteres darstellt.

Sauerstoff verbindet sich mit dem Chlor in vier Proportionen zu vier Säuren, die im Abschnitt Säuren beschrieben werden.

Chlorwasserstoff, HCl , ist ein farbloses, an der Luft rauchendes Gas; es entsteht durch unmittelbare Vereinigung der beiden Gase. 1 Maass Chlorgas verbindet sich mit 1 Maass Wasserstoffgas zu 2 Maass Chlorwasserstoffgas, im gewöhnlichen Tageslicht allmählig, im directen Sonnenlicht oder bei Glühhitze oder durch den electrischen Funken unter Feuer-Erscheinung mit Explosion. Im Dunkeln geht keine Vereinigung vor sich (siehe Wasserstoffsäuren).

Chlorstickstoff, NCl_3 . Gelbe, in Wasser unlösliche Flüssigkeit, die darin in ölförmigen Tropfen zu Boden sinkt, von sehr reizendem Geruch, sehr flüchtig. Ausgezeichnet durch ihre, mit der gefährlichsten Explosion sehr leicht und plötzlich stattfindende Zersetzbarkeit in Stickgas und Chlorgas. — Bildet sich nicht durch unmittelbare Berührung der beiden Elemente. (S. Ammoniak.)

Chlorschwefel. Chlor und Schwefel vereinigen sich in mehreren Verhältnissen. Die Vereinigung geht unmittelbar und unter Wärme-Entwicklung vor sich. Diese Verbindungen sind alle Flüssigkeiten. Am leichtesten entsteht die mit dem geringsten Chlorgehalt, das *Chlorür*, S_2Cl , eine rothgelbe Flüssigkeit, von unangenehmen, erstickendem Geruch, an der Luft rauchend, bei 138° siedend, von 1,687 spec. Gewicht. Zersetzt sich mit Wasser, in Chlorwasserstoff, schweflige Säure und Schwefel. Löst in der Wärme viel Schwefel auf, der beim Erkalten daraus in grossen Krystallen anschießt. — Aehnliche Verbindungen bilden Selen und Tellur.

Chlorphosphor. Der Phosphor vereinigt sich unter Feuer-Erscheinung mit Chlorgas, und kann sich mit demselben in zwei Verhältnissen verbinden, in denen sich, auf dieselbe Menge Phosphor, die Chlormengen verhalten wie 3 : 5; sie sind also proportional zusammengesetzt der phosphorigen und der Phosphorsäure. Die eine Verbindung, die

mit dem geringsten Chlorgehalt, das *Chlorür*, PCl_3 , ist eine wasserklare, stark rauchende, bei 78° siedende Flüssigkeit von 1,45 spec. Gewicht, und entsteht, wenn Phosphor im Ueberschuss in Chlorgas erwärmt wird. — Der Chlorphosphor mit dem grössten Chlorgehalt, das *Chlorid*, PCl_5 , ist ein fester, weisser, krystallinischer Körper, ebenfalls sehr flüchtig, in der Luft stark rauchend und von sehr reizendem Geruch; entsteht, wenn man in den flüssigen bis zur Sättigung Chlorgas leitet.

Beide Verbindungen zersetzen sich unter starker Erhitzung mit Wasser; die flüssige gerade auf in Chlorwasserstoffsäure und phosphorige Säure, die feste in Chlorwasserstoffsäure und Phosphorsäure.

Chlorarsenik, AsCl_3 , ist eine wasserklare, schwere, rauchende, bei 132° siedende Flüssigkeit, die sich mit Wasser in Chlorwasserstoff und arsenige Säure zersetzt. Das Arsenik entzündet sich von selbst im Chlorgas und verbrennt zu Chlorarsenik. AsCl_5 ist nicht bekannt.

Chlorantimon. Das Antimon in Pulverform entzündet sich von selbst im Chlorgas und verbrennt zu Chlorid, SbCl_5 . Dieses ist eine farblose, schwere, flüchtige, stark rauchende Flüssigkeit. Zersetzt sich mit Wasser unter starker Erhitzung in Chlorwasserstoff und Antimonsäure. Das Antimonchlorür, SbCl_3 , ist eine krystallinische, farblose Substanz, die in gelinder Wärme schmilzt, in stärkerer überdestillirt. Mit Wasser zersetzt es sich (s. antimonige Säure).

Das Chlor hat die Eigenschaft, die meisten organischen Körper in ihrer Zusammensetzung zu verändern, daher auch die Pflanzenfarben, die riechenden Materien, die sich von faulen organischen Stoffen entwickeln, und die bei gewissen Krankheiten sich erzeugenden Ansteckungsstoffe zu zerstören. Hierauf beruht die sehr wichtige Anwendung, sowohl des gasförmigen Chlors, als auch des Chlorwassers, und besonders des sogenannten Chlorkalks, zum Bleichen der Zeuge und des Papiers, zum Zerstören fauler Gerüche und ansteckender Krankheitsstoffe. Die Ursache dieser Wirkung be-

ruht auf dem grossen Vereinigungsstreben des Chlors zum Wasserstoff, indem es entweder jenen Materien Wasserstoff entzieht, oder diesen aus dem Wasser aufnimmt und durch den freiwerdenden Sauerstoff eine Oxydation bewirkt. Schweflige Säure, in Wasser aufgelöst, wird aus demselben Grunde durch Chlor sogleich zu Schwefelsäure oxydirt.

Das Chlor ist 1774 von Scheele entdeckt worden; weil man es bis 1810 für einen zusammengesetzten Körper hielt, wurde es früher oxydirte Salzsäure genannt.

11. Brom.

$$\text{Br} = 80.$$

Vorkommen. In relativ nur kleiner Menge, stets gebunden und stets in Begleitung von Chlorverbindungen, im Meerwasser und im Wasser aller Salzquellen; in der grössten Menge bis jetzt im Wasser des todten Meeres. Sehr selten als Bromsilber.

Eigenschaften. Schwarze Flüssigkeit, in dünnen Schichten hyacinthroth; von höchst durchdringendem, widrigem Geruch, ähnlich dem vom Chlor; die Haut gelb färbend und zerstörend; von 2,97 spec. Gewicht; bei $7^{\circ},3$ erstarrt es zu einer dunkel bleigrauen krystallinischen Masse. Es verflüchtigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr leicht als tief rothgelbes Gas, und siedet schon bei $+ 63^{\circ}$. Das spec. Gewicht seines Gases ist 5,54. In Wasser nur wenig löslich mit rothgelber Farbe.

Gewinnung. Aus den Mutterlaugen der Salinen, ganz so wie die Darstellung des Chlors.

Verbindungen. In seinem Verhalten zu den anderen Körpern ahmt das Brom das Chlor so vollkommen nach, dass alles von diesem Gesagte auch auf jenes anwendbar ist. Die meisten Bromverbindungen sind in ihren Eigenschaften den entsprechenden Chlorverbindungen so ähnlich, dass sie äusserlich nicht von einander zu unterscheiden sind. Auch sind Chlor und Brom isomorph. Aus seinen Verbindungen wird das Brom durch Chlor ausgetrieben.

Das Brom ist 1826 von Balard im Wasser des Mittelländischen Meeres entdeckt worden.

12. Jod.

$$J = 127.$$

Vorkommen. In noch kleinerer Menge als Brom, aber, wie es scheint, sehr verbreitet; niemals in freiem Zustande; meist in Begleitung von Chlor, im Meerwasser, in Seepflanzen (Fucusarten), Seethieren (z. B. Badeschwamm), in manchem Steinsalz, in Salzsoolen und Mineralquellen. Sehr selten als Jodsilber.

Eigenschaften. Fester Körper, grauschwarz, undurchsichtig, halb metallisch glänzend, rhombisch krytallisirend (in spitzen Rhombenoctaëdern); sehr weich; von 4,984 spec. Gewicht; verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur und riecht ähnlich wie Chlor, schmeckt scharf und ist giftig; färbt die Haut bräunlichgelb. Schmilzt bei $+ 107^{\circ}$, kommt bei $+ 180^{\circ}$ in's Sieden, und bildet ein tief violett Gas, welches sich bei der Abkühlung zu glänzenden Kry stallen verdichtet. Spec. Gewicht des Jodgases 8,78. In Wasser sehr wenig löslich, mit gelbbrauner Farbe.

Gewinnung. Aus Kelp und Varec, der Asche jener Seepflanzen. Aus dem darin enthaltenen Jodnatrium wird durch Behandlung mit Braunstein und Schwefelsäure das Jod frei gemacht.

Verbindungen. Ihre Bildung und Eigenschaften ganz analog denen des Chlors und Broms, mit denen das Jod isomorph ist. Seine Affinitäten sind schwächer als die der letzteren.

Das Jod hat die Eigenschaft, die Stärke tief blau zu färben, wodurch die Gegenwart unendlich kleiner Mengen freien Jods entdeckt werden kann.

Das Jod ist 1811 von Courtois entdeckt und von Gay - Lussac als Grundstoff erkannt worden. Es wird hauptsächlich als Medicament und zur Photographie angewendet.

13. Fluor.

$$F = 19.$$

Vorkommen. Vorzüglich im Flussspath, einer Verbindung von Fluor mit Calcium, und in einigen anderen seltneren Mineralien.

Das Fluor scheint in seinen Affinitäten fast alle anderen Körper zu übertreffen, und es ist bis jetzt noch nicht gelungen, dasselbe zu isoliren, seine Eigenschaften im freien Zustand sind also noch unbekannt. Allein man kennt sehr viele Verbindungen von ihm, indem es sich durch wechselseitige Zersetzungen aus einer in die andere übertragen lässt. Sie verhalten sich im Allgemeinen analog denen des Chlors. Unter den vorhergehenden Metalloïden kennt man nur seine Verbindung mit dem Wasserstoff genau, ein in ausserordentlicher Menge in Wasser lösliches Gas, ausgezeichnet durch die Eigenschaft, unter Erhitzung das Glas zu zersetzen (s. Wasserstoffsäuren).

14. Kohlenstoff.

$$C = 6.$$

Vorkommen. Eines der in grösster Häufigkeit vorkommenden Elemente. Im freien Zustande als Diamant und als Graphit; mit Sauerstoff verbunden als Kohlensäure, welche theils frei, vorzüglich aber an Basen gebunden vorkommt, namentlich an Kalk, damit die Kalksteingebirge bildend. Er ist ferner der charakteristischste und wesentlichste Bestandtheil aller organischen Körper.

Eigenschaften. Der Kohlenstoff kann zweierlei allotropische Zustände annehmen; in dem einen ist er farblos und durchsichtig und bildet den Diamant, in dem anderen ist er schwarz und undurchsichtig und bildet in krystallinischer Form den Graphit, in amorpher die gewöhnliche Kohle. In jedem Zustand ist er ein geschmack- und geruchloser, vollkommen feuerbeständiger, erst in hoher Temperatur oxydirbarer Körper.

1. *Diamant*. Er ist vollkommen reiner und dabei krystallisirter Kohlenstoff. Seine Grundform ist das reguläre Octaëder, nach dessen Flächen er spaltbar ist; die Krystalle haben gewöhnlich gekrümmte Flächen und Kanten. Er hat einen eigenthümlichen, ausgezeichneten Glanz und bricht sehr stark das Licht. Theils ist er vollkommen farblos und durchsichtig, theils verschieden gefärbt, selbst schwarz. Spec. Gewicht 3,5. Der härteste aller Körper. Nichtleiter der Electricität. Lässt sich in Sauerstoffgas entzünden, und verbrennt ohne Rückstand zu Kohlensäure. Einer sehr hohen Temperatur ausgesetzt, verwandelt er sich in schwarze Kohle. — Vorkommen: Hindostan, Borneo, Brasilien und am Ural, theils eingewachsen in Conglomerat, meist lose im Schuttlande und im Sande von Flüssen.

2. *Graphit* (Reissblei). Ebenfalls reiner krystallinischer Kohlenstoff, in Formen des hexagonalen Systems krystallisirend; zuweilen eisenhaltig. Grauschwarz, metallisch glänzend, völlig undurchsichtig, theils dicht, feinschuppig, sehr weich, abfärbend und schreibend, theils glimmerartig blätterig. Spec. Gewicht 1,84. Leitet die Electricität. In Sauerstoffgas schwerer verbrennbar als Diamant zu Kohlensäure. Findet sich als Mineral und bildet sich beim Schmelzen des Eisens in Berührung mit amorpher Kohle, die sich im Eisen auflöst und beim Erstarren desselben als Graphit krystallinisch ausscheidet. Anwendung zu Bleistiften, Tiegeln und zum Eisenschwärzen.

Organische Kohle. Alle organischen Stoffe werden in der Glühhitze zerstört, und der grösste Theil ihres Kohlenstoffgehalts bleibt, bei Ausschluss der Luft, als organische Kohle amorph zurück. So die gewöhnliche *Holzkohle*, erhalten durch Verkohlung des Holzes in Meilern oder eigenen Oefen, die *Coaks*, erhalten durch Destillation der Steinkohlen.

Die äussere Beschaffenheit der organischen Kohle ist sehr verschieden und hängt von dem Aggregatzustand ab, den der Stoff, woraus sie entstand, im Augenblick der Zersetzung hatte. Steinkohle, hartes und weiches Holz, Zucker,

Oel, liefern alle verschieden aussehende Kohle, bei wesentlich gleicher innerer Natur. Immer ist die organische Kohle schwarz und undurchsichtig, amorph; theils bildet sie ein zartes Pulver (Rus), meist feste, poröse Massen; zuweilen ist sie ganz dicht und halb metallglänzend. Als gewöhnliche Holzkohle schlechter Wärmeleiter, dagegen Leiter für die Electricität. Verwandelt sich in sehr hoher Temperatur in Graphit.

In Folge ihrer Porosität hat sie die Eigenschaft, unter Wärme-Entwicklung gasförmige Körper zu absorbiren, und besonders von gewissen Gasen das Vielfache ihres Volumens in sich zu verdichten.

Sie hat ferner die Eigenthümlichkeit, viele Stoffe der verschiedensten Natur aus ihren Auflösungen anzuziehen und auf sich zu befestigen, namentlich auch gefärbte und riechende Stoffe organischen Ursprungs; daher ihre Anwendung zur Entfärbung von Flüssigkeiten, zur Wegnahme des Geschmacks von faulem Wasser, zur Conservation von Fleisch etc.

Die Kohle ist von sehr ungleicher Brennbarkeit, je nach dem ungleichen Grade ihrer Dichtigkeit. Grössere Massen sehr feinen Kohlenpulvers können sich sogar von selbst entzünden, in Folge jener Eigenschaft, unter Wärmeentwicklung Luft und Wassergas einzusaugen. — Die gewöhnliche Kohle hinterlässt beim Verbrennen fremde Bestandtheile als Asche.

Die sogenannte *thierische Kohle* entsteht durch Verkohlung von stickstoffhaltigen organischen Stoffen. Meist von geschmolzenem Ansehen und glänzend, schwerer verbrennbar als Holzkohle. Von dieser hauptsächlich verschieden durch einen variirenden Gehalt an Stickstoff, der erst in sehr hoher Temperatur weggeht. Sie besitzt in noch höherem Grade, als die Pflanzenkohle, die Eigenschaft, aufgelöste Stoffe zu fällen, daher ihre bedeutende Anwendung als *Beinschwarz* (schwarz gebrannte und gepulverte Knochen) bei der Zucker-Raffination.

Verbindungen des Kohlenstoffs.

Mit dem *Sauerstoff* vereinigt sich der Kohlenstoff in mehreren Verhältnissen, und in der Glühhitze hat er zu ihm ein grösseres Vereinigungsstreben, als die meisten übrigen Stoffe; in der Glühhitze entzieht er z. B. den meisten Metalloxyden den Sauerstoff; durch Glühen mit Kohle kann aus der Phosphorsäure der Phosphor abgeschieden werden. Mit der kleinsten Menge Sauerstoff bildet der Kohlenstoff das Kohlenoxydgas, und mit der grössten Menge oder doppelt so viel Sauerstoff die Kohlensäure, ebenfalls ein Gas, das beim Verbrennen jeder Kohlenart in der Luft oder in Sauerstoffgas entsteht. Indem sich 1 Maass Sauerstoffgas durch Verbrennen von Kohle darin, in Kohlensäuregas verwandelt, verändert es seinen Umfang nicht. Aus dem specifischen Gewicht des Kohlensäuregases, = 1,524, lässt sich daher die Zusammensetzung der Kohlensäure dem Gewichte nach leicht bestimmen. Dem Volumen nach besteht das Kohlensäuregas aus 1 Vol. Sauerstoffgas und $\frac{1}{2}$ Vol. Kohlenstoffgas, verdichtet zu 1 Volumen. Oder es besteht aus 1 Aequivalent Kohlenstoff und 2 Aeq. Sauerstoff. (Siehe Säuren).

Verbindungen des Kohlenstoffs mit Wasserstoff.

Der Kohlenstoff geht mit dem Wasserstoff sehr viele Verbindungen ein, und bildet damit feste, flüssige und gasförmige Körper. Keine dieser Verbindungen kann durch unmittelbare Vereinigung der Elemente hervorgebracht werden. Sie gehören alle zufolge ihrer Bildungs- und Zusammensetzungsweise in das Gebiet der organischen Chemie. Nur zwei davon sollen hier vorläufig kurz beschrieben werden.

1. *Grubengas*, Sumpfgas. Dieser Kohlenwasserstoff ist ein farbloses, geruchloses Gas, von 0,554 spec. Gewicht, brennbar mit wenig leuchtender Flamme. 1 Maass dieses Gases, mit Sauerstoffgas gemengt und durch den electrischen Funken entzündet, braucht zur Verbrennung 2 Maass Sauerstoffgas, und bildet mit dem 1 Maass desselben Wasser,

mit dem anderen 1 Maass Kohlensäuregas. Demnach besteht dieses Gas aus:

	also in 100 Gewichtstheilen
2 Vol. Wasserstoffgas	25,0
$\frac{1}{2}$ Vol. Kohlengas	75,0
1 Vol. Grubengas	100,0

Diese Zahlen entsprechen dem relativen Aequivalent-Verhältniss CH_2 .

Das Grubengas findet sich nicht selten fertig gebildet in den Steinkohlenlagern, aus denen es sich in die Grubenluft verbreitet und diese explosiv macht (schlagende Wetter); es bildet sich ferner bei der Fäulniss von Pflanzenstoffen in Sümpfen und bei anderen Zersetzungen organischer Körper.

2. *Leuchtgas*, ölbildendes Gas. Dieses Kohlenwasserstoffgas, merkwürdig wegen seiner Anwendung zur Gasbeleuchtung, wird zu diesem Endzweck durch Destillation der Steinkohlen erhalten; ferner wird es gebildet durch Erhitzen eines Gemenges von 4 Theilen concentrirter Schwefelsäure mit 1 Theil Alkohol. Der Alkohol ist so zusammengesetzt, dass man ihn als eine Verbindung von diesem Kohlenwasserstoff mit Wasser betrachten könnte.

Farbloses Gas, von eigenthümlichem Geruch, 0,969 spec. Gewicht, verbrennt mit hellleuchtender Flamme, daher seine Anwendung. Nur unter sehr hohem Druck zu einem Liquidum condensirbar. Durch eine stark glühende Röhre geleitet, wird dieses Gas in sich abscheidende, sehr dichte schwarze Kohle und in ein doppeltes Volumen Wasserstoffgas zerlegt. 1 Maass dieses Gases braucht zum Verbrennen 3 Maass Sauerstoffgas, und gibt damit 2 Maass Kohlensäuregas und Wasser. Der Wasserstoff ist also in diesem Gas mit doppelt so viel Kohlenstoff, wie im vorigen, verbunden, oder es besteht dasselbe aus:

	also in 100 Gewichtstheilen
2 Vol. Wasserstoffgas	14,29
1 Vol. Kohlengas	85,71
1 Vol. Leuchtgas	100,00

Diese Zahlen entsprechen dem relativen Aequivalent-Verhältniss CH.

Diese Verbrennung der reinen Gase ist mit einer so heftigen Explosion verbunden, dass sie nur von starken Gefässen ausgehalten wird.

Der alte Name ölbildendes Gas bezieht sich auf die Eigenschaft dieses Kohlenwasserstoffgases, sich mit einem gleichen Volumen Chlorgas zu einer ölförmigen, farblosen, in Wasser untersinkenden, ätherisch riechenden Flüssigkeit zu verbinden. Aehnliche Verbindungen bilden damit Brom und Jod. Die mit letzterem ist ein fester, farbloser, krySTALLISIRENDER Körper. Alle entstehen durch unmittelbare Vereinigung bei gewöhnlicher Temperatur. Wird aber ein Gemenge von 1 Volumen Leuchtgas und 2 Volumen Chlorgas mit einer Flamme berührt, so verbrennt es mit rothem Feuer unter Abscheidung von schwarzer Kohle und Bildung von Chlorwasserstoff.

Zum Behuf der Gaserleuchtung wird das Kohlenwasserstoffgas durch Glühen von Steinkohlen in gusseisernen Cylindern entwickelt. Zur Abscheidung der entstandenen flüssigen Destillationsproducte, des Theers u. s. w., wird es zuerst durch grosse eiserne Condensatoren, und hierauf, zur Reinigung von Schwefelwasserstoff und Kohlensäuregas, durch Behälter mit gelöschtem Kalk geleitet. Von hier geht es in die grossen, durch Wasser abgesperrten Gasometer, von wo aus es durch die allgemeinen Gasröhren dahin geleitet wird, wo es zum Leuchten dienen soll. Dieses Steinkohlengas ist ein Gemenge von nur wenig eigentlichem Leuchtgas mit viel Grubengas, freiem Wasserstoffgas und darin abgedunsteten liquiden Kohlenwasserstoffarten, die aber ebenfalls mit leuchtender Flamme verbrennen. — Eine andere vortheilhafte Bereitungsweise zur Gasbeleuchtung besteht darin, dass man Fichtenharz, Holztheer, wohlfeile Fette, namentlich Thran, bei Glühhitze zersetzt, indem man sie in glühende Apparate von Gusseisen fliesen lässt.

Kohlenstoff und Stickstoff.

Beide Stoffe lassen sich auf keine Weise direct mit einander verbinden, aber unter gewissen Umständen kann eine sehr merkwürdige Verbindung zwischen beiden hervorgerufen werden. Sie ist ein Gas; in Bezug auf ihre Eigenschaft, in Verbindung mit Eisen eine schöne blaue Farbe, das Berlinerblau, zu bilden, nennt man sie *Cyan*.

Bildung und Darstellung. Aus freiem Stickgas und Kohle entsteht Cyan, wenn ein Metall gegenwärtig ist, mit dem das Cyan bei der zu seiner Bildung erforderlichen hohen Temperatur eine feuerbeständige Verbindung bilden kann. Nur die Alkali-Metalle, Kalium und Natrium, sind hierzu geeignet. Glüht man ein inniges Gemenge von kohlensaurem Kaliumoxyd und Kohle bei sehr starker Weissglühhitze in einem Strom von Stickgas, so wird dieses gebunden und das Salz vollständig in Cyankalium verwandelt, indem der Sauerstoff des Kaliumoxyds und die Kohlensäure mit einem anderen Theil Kohle Kohlenoxydgas bilden.

Die gewöhnlichste Erzeugungsweise des Cyans geschieht mit Anwendung von Stickstoff-Verbindungen, namentlich dadurch, dass man die stickstoffhaltige Thierkohle (S. 44) oder selbst unzersetzte stickstoffhaltige organische Substanzen (wie getrocknetes Blut, Fleisch, Horn) mit kohlensaurem Kaliumoxyd (Pottasche) glüht, dessen Kaliumgehalt hierbei in Cyankalium verwandelt wird.

Wird das Cyankalium mit verdünnter Schwefelsäure destillirt, so werden, unter Wasser-Zersetzung, schwefelsaures Kaliumoxyd und Cyanwasserstoff gebildet, welcher in Wasser aufgelöst überdestillirt. Wird in diese Flüssigkeit rothes Quecksilberoxyd gebracht, so wird es aufgelöst, indem es sich mit dem Cyanwasserstoff wechselseitig zersetzt in Wasser und Cyanquecksilber, welches beim Verdunsten der Lösung in farblosen Krystallen erhalten wird.

Oder wird das Cyankalium in Wasser gelöst und die Lösung mit einer gemischten Lösung von Eisenchlorür und Eisenchlorid vermischt, so entsteht Chorkalium, welches aufgelöst bleibt, und die Verbindung von Cyan mit Eisen

(das Berlinerblau), welche sich als blauer Niederschlag unlöslich abscheidet. Wird das Cyaneisen mit Quecksilberoxyd und Wasser vermischt und die Masse zum Sieden erhitzt, so zersetzen sich die beiden ersteren zu unlöslichem Eisenoxyd-Oxydul und Cyanquecksilber, welches sich in dem Wasser auflöst.

Das Cyanquecksilber ist das Material, woraus das Cyan isolirt erhalten werden kann, weil es sich beim Erhitzen ähnlich wie das Quecksilberoxyd verhält und sich in Quecksilber und gasförmiges Cyan zerlegt, welches man, weil es in Wasser löslich ist, über Quecksilber aufsammeln muss *).

Eigenschaften. Farbloses Gas, von ganz eigenthümlichem, höchst durchdringendem Geruch und 1,80 spec. Gewicht; zu etwa $\frac{1}{5}$ zusammengedrückt, oder bis zu -18° abgekühlt, bildet es eine farblose Flüssigkeit, die bei -40° erstarrt. Wasser löst $4\frac{1}{2}$ Maass Cyangas auf, und nimmt dadurch seinen Geruch und stechenden Geschmack an, zersetzt sich aber bald damit unter Bildung verschiedener Producte. Ueber glühendes Eisen geleitet, wird es zersetzt, in Stickgas und Kohle. Ueber glühendes Kupferoxyd geleitet, liefert es, unter Abscheidung des Kupfers, ein Gasgemenge, welches aus 2 Volumen Kohlensäuregas und 1 Volumen Stickgas besteht. Das Cyangas ist entzündlich und verbrennt mit purpurrother Flamme. 1 Volumen Cyangas braucht zur Verbrennung 2 Volumen Sauerstoffgas, und gibt dabei 3 Volumen Gas, welches aus 2 Volumen Kohlensäuregas und 1 Volumen Stickgas besteht.

Das Cyangas besteht demnach aus:

	Volum.	Aequiv.	Proc.
Kohlenstoff	2	2	46,15
Stickstoff	2	1	53,85
	2 Vol. Cy	= 26	100,00

*) Durch die Wirkung der Wärme wird hierbei stets ein kleiner Theil Cyan in einen schwarzbraunen amorphen Körper verwandelt, welcher aus Kohlenstoff und Stickstoff in demselben relativen Verhältniss wie im Cyan besteht und bei Glühhitze zu Cyangas wird.

Verbindungen des Cyans. Das Cyan ist dadurch so merkwürdig, dass es, obgleich ein zusammengesetzter Körper, sich zu den Grundstoffen wie ein einfacher, dem Chlor ganz analoger Körper verhält und mit den meisten Verbindungen eingeht.

Mit dem Sauerstoff bildet das Cyan eine Säure, die Cyansäure (siehe Säuren).

Mit dem Wasserstoff bildet es den Cyanwasserstoff, bekannt als eines der stärksten Gifte unter dem Namen Blausäure. Auch mit dem Schwefel geht es Verbindungen ein (siehe Säuren).

Chlorcyan. Es gibt drei Verbindungen von Cyan mit Chlor, die alle drei einerlei procentische Zusammensetzung, aber dabei ganz verschiedene Eigenschaften haben. Sie sind polymere Verbindungen, ihre Verschiedenheit beruht also darauf, dass sie verschiedenes Atomgewicht haben (Vrgl. S. 19 § 38). Keine derselben kann direct hervorgebracht werden.

Das *gasförmige* Chlorcyan, C_2NCl , ist ein farbloses, sehr giftiges Gas, von unerträglich heftigem, die Augen stark angreifendem Geruch und 2,124 spec. Gewicht. Bei -18° verdichtet es sich zu farblosen Krystallen; bei -15° schmelzen diese zu einer Flüssigkeit, die schon bei -12° siedet. Vom Wasser wird dieses Gas in Menge aufgelöst, ohne zersetzt zu werden. Es entsteht, wenn man in eine gesättigte Lösung von Cyanquecksilber, die noch überschüssiges gepulvertes Cyanquecksilber beigemischt enthält, Chlorgas leitet, das überschüssige Chlor durch Quecksilber wegnimmt und die Flüssigkeit dann gelinde erwärmt, wobei das Chlorcyan als Gas entweicht.

Das *liquide* Chlorcyan, $C_4N_2Cl_2$, ist eine farblose, bei 16° siedende, bei -7° krystallinisch erstarrende Flüssigkeit von demselben heftigen Geruch wie das gasförmige. Das spec. Gewicht ihres Dampfes ist 4,20. Es entsteht durch Einleiten von Chlor in mit Wasser vermischte Cyan-

Man hat ihn *Poracyan* genannt. In dieser Form scheint der Stickstoff in der Thierkohle enthalten zu sein.

wasserstoffsäure. Es entsteht hierbei zuerst eine flüchtige flüssige Verbindung dieses Chlorcyans mit Cyanwasserstoffsäure, der durch Quecksilberoxyd die letztere entzogen wird.

Das *feste* Chlorcyan, $C^6N^3Cl^3$, bildet prismatische Krystalle von scharfem, mäuseartigem Geruch, bei 140° schmelzend, bei 190° siedend. Des spec. Gewicht seines Dampfs ist 6,37. Mit Wasser erhitzt, verwandelt es sich in Chlorwasserstoff und Cyanursäure, $C^6N^3H^3O^6$. Es entsteht, wenn man wasserfreie Cyanwasserstoffsäure in einem mit trockenem Chlorgas gefüllten Glasgefäss gleichzeitig der Einwirkung des directen Sonnenlichts aussetzt.

Bromcyan. C^2NBr . Farblose, flüchtige, heftig riechende Krystalle.

Jodcyan. C^2NJ . Feine, weisse, seidenglänzende Prismen von sehr heftigem Geruch; sehr flüchtig. Entsteht, unter Bildung von rothem Jodquecksilber, durch gelindes Erwärmen von Cyanquecksilber mit Jod.

Das Cyan verbindet sich ferner mit den meisten Metallen, von welchen Verbindungen mehrere auch durch ihre technischen Anwendungen von grosser Wichtigkeit sind. Das Cyan wurde 1815 von Gay-Lussac entdeckt.

Kohlenstoff und Chlor.

Kohlenstoff lässt sich nicht direct mit Chlor vereinigen; Chlor ist z. B. durchaus ohne Wirkung auf weissglühende Kohle. Gleichwohl lassen sich zwischen beiden Körpern drei Verbindungen hervorbringen, zusammengesetzt nach den relativen Aequivalent-Verhältnissen CCl , C^2Cl^3 und CCl^2 die in der organischen Chemie abgehandelt werden. Nur der krystallisirten Verbindung, C^2Cl^3 , sei hier erwähnt, die entsteht, wenn man in die oben beschriebene Verbindung von ölbildendem Gas und Chlor bei Siedhitze Chlorgas leitet, oder wenn man sie in einer Atmosphäre von Chlorgas, also in einer mit Chlorgas gefüllten Flasche, in den Sonnenschein stellt. In beiden Fällen verwandelt es sich, unter Bildung von Chlorwasserstoff, in festen krystallinischen Chlorkohlenstoff. Er hat einen campherähnlichen Geruch,

schmilzt bei 160° , siedet bei 180° und verdichtet sich aus seinem Gas zu glänzenden, farblosen Krystallen, so wie er auch aus seiner Lösung in Alkohol in guten Krystallen zu erhalten ist. In Wasser ist er unlöslich.

Die Verbindung des Kohlenstoffs mit *Schwefel* siehe bei den Sulfiden.

Verbindungen des Kohlenstoffs mit *Brom, Jod, Fluor, Selen, Tellur, Phosphor, Arsenik* und *Antimon* sind noch nicht bekannt.

15. Bor.

$$B = 10,9.$$

Vorkommen. Nur oxydirt als Borsäure und wenig verbreitet, theils frei, theils an Basen gebunden; nur im Mineralreich.

Eigenschaften. Gleich dem Kohlenstoff kann das Bor dreierlei Zustände annehmen; in dem einen bildet es durchsichtige Krystalle des quadratischen Systems von brauner oder gelber Farbe, in Glanz und Härte gleich dem Diamant und von 2,68 spec. Gewicht; in dem anderen bildet es vollkommen undurchsichtige, hexagonale Krystalle von blass kupferrother Farbe; und in dem dritten ein grünlich-braunes amorphes Pulver. Unlöslich in Säuren und Alkalien.

Darstellung. Das amorphe Bor wird durch Erhitzen von Borsäure mit Natrium erhalten; das quadratisch krystallisirte durchsichtige dadurch, dass man bei sehr hoher Temperatur Aluminium in Berührung mit Borsäure oder mit amorphem Bor schmilzt und das Metall dann in Chlorwasserstoffsäure auflöst; das graphitförmige hexagonale metallglänzende entsteht, wenn man Aluminium in dem Dampf von Chlorbor geschmolzen erhält.

Verbindungen.

Borsäure, BO_3 , die einzige Oxydationsstufe des Bors, entsteht bei der Verbrennung des Bors in Sauerstoffgas. Das amorphe Bor ist schon in gewöhnlicher Luft leicht

entzündbar. Das Bor kann nicht durch Kohle aus der Borsäure reducirt werden, sondern Bor reducirt im Gegentheil den Kohlenstoff aus der Kohlensäure bis zum Glühen erhitzter kohlensaurer Salze. (Siehe ferner Säuren.)

Stickstoffbor, BN , entsteht direct, wenn amorphes Bor bis zum Weissglühen in Stickgas erhitzt wird. (Siehe ferner Ammoniak.) Weiss, amorph, unschmelzbar, beim Glühen an der Luft mit grünem Licht lebhaft phosphorescirend. Verwandelt sich beim Glühen in Wasserdampf in Borsäure und Ammoniak, NH_3 .

Schwefelbor, BS_3 , entsteht direct oder durch Erhitzen von amorphem Bor in Schwefelwasserstoffgas. Weisse Masse, die sich mit Wasser unter starker Erhitzung in Borsäure und Schwefelwasserstoff verwandelt.

Chlorbor, BCl_3 . Alle Arten von Bor vereinigen sich unter Feuererscheinung mit Chlor. Farbloses Liquidum von 1,35 spec. Gewicht und $+ 17^\circ$ Siedepunkt, raucht sehr stark an der Luft und zersetzt sich mit Wasser momentan in Chlorwasserstoffsäure und Borsäure.

Fluorbor, BF_3 , entsteht durch heftiges Glühen von Fluorcalcium mit Borsäure oder durch Erhitzen eines Gemenges von Borsäure, Fluorcalcium und Schwefelsäure. Farbloses Gas, an der Luft dicke, weisse Nebel bildend, mit Wasser sich zersetzend.

Das amorphe Bor wurde 1808 von Gay-Lussac und Thenard, das krystallisirte 1856 von H. Sainte-Claire-Deville und W. entdeckt.

16. Silicium (Kiesel).

$$\text{Si} = 21.$$

Vorkommen. Nächst dem Sauerstoff das in der grössten Menge und Verbreitung vorhandene Element, findet sich aber nur oxydirt als Kieselsäure, die einen Bestandtheil eines grossen Theils der Gesteine unseres Erdballs ausmacht.

Eigenschaften. Das Silicium hat einen amorphen und einen krystallisirten Zustand. Amorph bildet es ein

glanzloses, braunes Pulver, krystallisirt ist es lebhaft metallglänzend, ähnlich dem Graphit, und bildet reguläre Octaëder oder glänzende Krystallblätter von 2,49 spec. Gewicht. In hoher Temperatur schmelzbar. Halbleiter der Electricität. Das krystallisirte ist selbst in Sauerstoffgas unverbrennbar; das amorphe ist leicht entzündlich, verbrennt aber stets nur unvollständig. Unlöslich in Säuren, löslich in einer Lösung von Natronhydrat unter Wasserstoff-Entwicklung zu kieselsaurem Natron. Mit kohlensaurem Natron geschmolzen, reducirt es die Kohle aus der Kohlensäure und oxydirt sich zu Kieselsäure.

Darstellung. Das amorphe erhält man durch Erhitzen von Natrium in Chlor- oder Fluor-Kieselgas, oder durch Glühen von Fluorkieselnatrium mit Natrium; das krystallisirte durch Schmelzen von Aluminium in Chlor- oder Fluor-Kieselgas, oder durch Schmelzen von Aluminium mit Fluorkieselnatrium. Ein Theil des Metalls verwandelt sich in geschmolzenes Fluoraluminiumnatrium, ein anderer Theil löst das reducirte Silicium auf, das beim Erkalten auskrystallisirt, und bei der Auflösung des Aluminiums in Chlorwasserstoffsäure zurückbleibt. Am zweckmässigsten erhält man es in guten Krystallen, wenn man ein Gemenge von 30 Th. Fluorkieselkalium, 40 gekörntem Zink und 8 Natrium in kleinen Stücken in einen stark glühenden Tiegel schüttet, diesen bedeckt bis zum Fluss der Masse weiter erhitzt und erkalten lässt. Die gereinigte Zinkmasse wird dann in Salpetersäure aufgelöst und so die Siliciumkrystalle isolirt erhalten. Aus der Kieselsäure kann das Silicium weder durch Kohle noch durch Natrium oder Aluminium reducirt werden.

Verbindungen.

Mit *Sauerstoff* bildet das Silicium die Kieselsäure, SiO_3 , und das Kieseloxyd, Si_2O_3 , die bei den Säuren ausführlich beschrieben werden.

Kieselwasserstoffgas, SiH_4 ? Farbloses Gas, sehr ausgezeichnet dadurch, dass es sich an der Luft von selbst ent-

zündet und mit weisser leuchtender Flamme unter Bildung eines weissen Rauchs von Kieselsäure verbrennt. Jede Blase über Wasser verbrennt mit Explosion. Durch ein glühendes Rohr geleitet, zerfällt es in Wasserstoffgas und braunes amorphes Silicium. Es entsteht bei Auflösung einer Verbindung von Silicium mit Magnesium in Chlorwasserstoffsäure.

Stickstoffkiesel, SiN? . Weiss, amorph, in höchster Weissglühhitze unveränderlich, selbst bei Luftzutritt. In Wasserdampf geglüht, verwandelt es sich in Kieselsäure unter Bildung von Ammoniak, NH_3 . Es entsteht unmittelbar, wenn Silicium bis zum stärksten Weissglühen in Stickgas erhitzt wird.

Schwefelkiesel, SiS_3 , entsteht durch Glühen von amorphem Silicium in Schwefelgas, leichter durch Glühen von Kieselsäure in dem Dampf von Schwefelkohlenstoff. Es bildet weisse, bei Glühhitze sublimirbare Krystallnadeln. In Wasser zersetzt es sich augenblicklich in Schwefelwasserstoff und Kieselsäure.

Chlorkiesel. a) Das *Chlorid*, SiCl_3 , entsteht unter Feuererscheinung beim Erhitzen von amorphem oder krystallisirtem Silicium in Chlorgas. Leichter ist es zu erhalten durch Glühen eines Gemenges von gepulverter Kieselsäure und Kohlenpulver in getrocknetem Chlorgas. Farblose, dünne, rauchende Flüssigkeit von 1,523 spec. Gewicht und 59° Siedepunkt. Zersetzt sich mit Wasser unter Erhitzung in Chlorwasserstoffsäure und Kieselsäure.

b) $\text{Si}^2\text{Cl}_3 + 2\text{HCl}$, eine Verbindung von Chlorür mit Chlorwasserstoff, entsteht durch schwaches Glühen von Silicium in Chlorwasserstoffgas. Leicht bewegliches, farbloses, stark rauchendes Liquidum von 1,65 spec. Gewicht und 42° Siedepunkt. Brennbar, mit grünlicher Flamme verbrennend zu SiO_3 , SiCl_3 und HCl . Sein Dampf, durch ein glühendes Rohr geleitet, zerfällt in amorphes Silicium, SiCl_3 und HCl . Mit Wasser zersetzt es sich unter heftiger Erhitzung in Chlorwasserstoff und weisses Kieseloxyd. Aehnliche Verbindungen bilden *Brom* und *Jod*. Die Jodver-

bindung, $\text{Si}^2\text{J}^3 + 2 \text{HCl}$, ist ein fester, zinnoberrother, leicht schmelzbarer Körper.

Fluorkiesel, SiF^3 . Farbloses, an der Luft rauchendes Gas von erstickendem sauren Geruch und 3,574 spec. Gewicht. Erst bei einer Kälte von -105° und 9 Atmosphären Druck zu einem Liquidum condensirbar. Wird von Wasser in sehr grosser Menge aufgelöst, aber unter Zersetzung. (Siehe Fluorkieselwasserstoffsäure.)

Das Fluorkieselgas entwickelt sich leicht aus einem erwärmten Gemenge von gleichen Theilen gepulverter Kieselensäure (reinem Sand) und Flussspathpulver (Fluorcalium) mit 6 Th. concentrirter Schwefelsäure. Das Fluorcalium wird dabei in schwefelsaures Calciumoxyd (Gyps) verwandelt.

Das amorphe Silicium wurde 1824 von Berzelius, das krystallisirte 1855 von H. Sainte-Claire-Deville entdeckt.

Die Verbindungen der Metalloide mit Sauerstoff, Wasserstoff und Schwefel.

I. Sauerstoffsäuren und Oxyde.

Die meisten Verbindungen der Metalloide mit Sauerstoff sind *Säuren*. Die Säuren haben folgende allgemeine Eigenschaften: 1) einen sauren Geschmack; 2) die Eigenschaft, blaue Pflanzenfarben, namentlich Lackmus, roth zu färben, und 3) die Eigenschaft, sich mit den nicht sauren oder basischen Oxyden zu Salzen zu verbinden. Die letztere ist die eigentlich characterisirende, denn die beiden ersteren können oft ganz fehlen, wie z. B. bei der Kieselsäure.

Der Körper, welcher mit dem Sauerstoff eine Säure bildet, heisst das *Radical* der Säure. Schwefelsäure, Phosphorsäure etc. sind Säuren mit einfachem Radical, Cyansäure ist eine Säure mit zusammengesetztem Radical. Meist kann sich dasselbe Radical mit verschiedenen Atommengen Sauerstoff verbinden und mehrere Säuren bilden.

Die Säuren haben die obigen Eigenschaften nur dann, wenn sie chemisch gebundenes Wasser enthalten, welches mit der Säure in demselben Aequivalent-Verhältniss verbunden ist, wie irgend eine Base in einem neutralen Salz derselben Säure, welches also die Stelle einer Basis vertritt, (wasserhaltige Säuren, Säuren-Hydrate). Wasserfreie Säuren (Anhydride) verbinden sich nicht bei gewöhnlicher Temperatur mit wasserfreien Basen.

Bei allmäliger Zumischung einer Base zu einer Säure tritt ein Punkt ein, wo die sauren Eigenschaften der letzteren verschwunden sind, wo sie gesättigt, neutralisirt ist.

Säure und Base haben sich dann, unter Freiwerden von Wärme, in constanten Verhältnissen verbunden und es ist ein *Salz* entstanden, so zusammengesetzt, dass die Sauerstoffmenge der Base stets in einem einfachen Verhältniss steht zu der der Säure. So ist in allen neutralen kohlen-sauren Salzen der Sauerstoff der Base zu dem der Säure $= 1 : 2$, in den schwefelsauren $= 1 : 3$, in den salpetersauren $= 1 : 5$.

Die *einbasischen* Säuren sind solche, deren Salze aus 1 Atom Säure und 1 At. Basis bestehen, wenn letztere, wie die meisten, 1 Atom Sauerstoff enthält, oder aus 2 oder 3 At. Säure und 1 At. Basis, wenn letztere 2 oder 3 At. Sauerstoff enthält. Bei den einbasischen Säuren sind Atom- und Aequivalent - Gewicht gleichbedeutend. Die meisten Säuren sind einbasische.

Die *zweibasischen* Säuren nehmen stets 2 Atome, die *dreibasischen* stets 3 Atome Basis auf. Man kann die Formeln ihrer Salze nicht so schreiben, dass in ihnen 1 Atom Säure auf 1 Aeq. Basis käme. Bei ihnen sind also Atom und Aequivalent nicht gleichbedeutend.

I. Säuren des Schwefels.

Der Schwefel verbindet sich in 7 Verhältnissen mit dem Sauerstoff, und bildet mit ihm 7 Säuren, die nach der Anzahl der Radical - Atome durch die Namen *Monothionsäuren*, *Dithionsäuren*, *Trithionsäure*, *Tetrathionsäure* und *Pentathionsäure* unterschieden werden. Es ist noch ungewiss, wie eigentlich die 5 Säuren mit mehr als 1 Atom Schwefel zusammengesetzt zu betrachten sind.

1. Schwefelsäure (Monothionsäure).

$$\ddot{S} = 40.$$

Kommt natürlich vor in grosser Menge, jedoch nur gebunden an Basen, z. B. im Gyps, Schwerspath und anderen schwefelsauren Salzen. Wird, wegen ihrer wichtigen Anwendungen in den Gewerben, in ausserordentlicher Menge

fabricirt; ist die stärkste aller Säuren, dient daher auch zur Darstellung der meisten übrigen.

Die Schwefelsäure entsteht nicht unmittelbar bei der Verbrennung des Schwefels, wobei stets nur schweflige Säure gebildet wird. Sie wird auf zweierlei Weise gewonnen, wodurch zweierlei Sorten davon erhalten werden, die rauchende und die nicht rauchende.

a) *Rauchende Schwefelsäure*, Nordhäuser Vitriolöl.

Gewinnung. Durch gelindes Glühen (Rösten) von Schwefelkiesen (Schwefeleisen) an der Luft wird schwefelsaures Eisenoxydul gebildet, welches mit Wasser ausgezogen und durch Krystallisation als Eisenvitriol erhalten wird. Dieses Salz wird durch Erwärmen von dem grössten Theil seines Krystallwassers befreit und in thönernen Retorten bei Glühhitze der Destillation unterworfen, wobei die eine Hälfte der Schwefelsäure als rauchendes Vitriolöl übergeht, die andere Hälfte als schweflige Säure gasförmig entweicht. In den Retorten bleibt Eisenoxyd.

Eigenschaften. Heller oder dunkler bräunliche Flüssigkeit von 1,854 spec. Gewicht, raucht stark an der Luft, erhitzt sich sehr heftig mit Wasser. Sie ist eine Auflösung von wasserfreier Schwefelsäure in wasserhaltiger, welche erstere, als sehr flüchtig, beständig davon abzdunsten strebt und mit der Feuchtigkeit der Luft den Dampf (wasserhaltige Säure) bildet. Bis zu 0° abgekühlt, setzt sie Krystalle ab, die eine Verbindung von 2 Atomen Schwefelsäure mit 1 Atom Wasser sind, und sich beim Erwärmen in gewöhnliche wasserhaltige und in wasserfreie Säure zerlegen.

Wasserfreie Schwefelsäure wird erhalten durch gelindes Erhitzen der rauchenden in einer Retorte mit abgekühlter Vorlage. Die wasserfreie Säure destillirt als farblose Flüssigkeit über, die in der Vorlage zu einem festen, schneeweissen, aus höchst feinen, seideartigen Krystallnadeln bestehenden Körper erstarrt. In der Retorte bleibt nichtrauchende, wasserhaltige Säure zurück. — Die wasserfreie Säure verbreitet an der Luft dicke, weisse Dämpfe und zerfliesst bald zu wasserhaltiger. Sie schmilzt bei +

25° und siedet zwischen 30° und 35°. In Wasser geworfen, erhitzt sie sich damit bis zu Explosionen. In Gasform durch eine glühende Röhre geleitet, wird sie in Sauerstoffgas und schwefligsaures Gas verwandelt, deren Volumina sich wie 1 : 2 verhalten. In ihren Salzen mit den stärkeren Basen dagegen ist sie feuerbeständig. Kalk, in ihrem Gas erhitzt, saugt es unter Erglühung ein und verwandelt sich in schwefelsauren Kalk.

b) *Wasserhaltige Schwefelsäure*, englische oder gewöhnliche Schwefelsäure, Vitriolöl; die gewöhnlichste Form, in der die Schwefelsäure angewendet und im Grossen fabricirt wird.

Eigenschaften. Farblose, dickflüssige, nicht rauchende Flüssigkeit von 1,843 spec. Gewicht, ohne Geruch. Siedet erst bei + 326°, und erstarrt bei — 34°. Zerstört die meisten Pflanzen- und Thierstoffe, schwärzt sie oder löst sie auf; daher die Gefahr, wenn diese Säure auf die Haut oder Kleider verschüttet wird, daher das Schwarzwerden der Säure durch hineingefallenen Kork oder Staub.

Aus der Luft zieht sie schnell Wasser an, was nach längerer Zeit bis zum Vielfachen ihres Gewichts gehen kann und worauf ihre Anwendung zum Trocknen bei gewöhnlicher Temperatur beruht. Erhitzt sich sehr stark beim Vermischen mit Wasser, bis zum Aufkochen und Umherspritzen, was von der chemischen Vereinigung der Säure mit neuen Antheilen Wassers herrührt. Bei Vermischung von 100 Theilen Säure mit 18,36 Theilen Wasser (d. h. eben so viel, als sie schon enthält) entsteht eine Säure von 1,78 spec. Gewicht, die bei + 4° zu farblosen Krystallen erstarrt.

In dem Grade, als man die Säure mit Wasser vermischt, vermindert sich ihr spec. Gewicht und sinkt ihr Siedepunkt. Aber alles zugesetzte Wasser kann wieder durch Erwärmung abgedunstet werden, bis die Säure wieder 1,84 spec. Gewicht erlangt und ihr Siedepunkt sich bis + 326° erhöht hat, wo sie alsdann mit ihrem chemisch gebundenen Wasser überdestillirt, von dem sie nicht auf unmittelbarem Wege zu trennen ist.

Die wasserhaltige Schwefelsäure besteht aus:

		In 100 Th.
1 Atom Schwefelsäure	40	81,64
1 Atom Wasser	9	18,36
	H $\ddot{S}$ = 49	100,00

Die wasserfreie Schwefelsäure besteht aus;

		In 100 Th.
1 Atom Schwefel	16	40
3 Atomen Sauerstoff	24	60

Aequivalent der Schwefelsäure, $\ddot{S} = 40$ 100.

Das spec. Gewicht des Dampfes der wasserfreien Säure ist 2,76. Die 3 Volumen ihrer Bestandtheile sind also auf 2 Vol. condensirt.

Gewinnung der wasserhaltigen Schwefelsäure. Durch Oxydation von schwefliger Säure dadurch, dass man diese mit Wasserdampf und dem Dampf von Salpetersäure in Berührung bringt, die einen Theil ihres Sauerstoffs an die schweflige Säure abgiebt. Diese Operation geschieht in grossen Räumen mit Wänden von Blei (Bleikammern). Die schweflige Säure wird durch Verbrennung von Schwefel oder von Schwefelkies in einem mit der Kammer in Verbindung stehenden Ofen erzeugt. Von der noch sehr verdünnten Säure, die sich am Boden ansammelt, wird nachher das überschüssige Wasser abgedampft. (Siehe ferner Stickoxydgas.)

Die so gewonnene, käufliche Säure ist stets durch verschiedene Stoffe, schwefelsaures Bleioxyd, arsenige Säure etc., verunreinigt. Durch Destillation wird sie rein erhalten.

2. Schweflige Säure (Monothionige Säure).

$$\ddot{S} = 32.$$

Eigenschaften. Farbloses Gas, von dem ersticken- den Geruch des verbrennenden Schwefels. Gefundenes specif. Gewicht 2,644. Wird unter einem Druck von 3 Atmosphären oder durch Abkühlung, indem man es durch ein bis zu -18° abgekühltes Rohr leitet, tropfbarflüssig und bildet

alsdann eine dünne, farblose, bei -10° siedende Flüssigkeit, die bei dieser Verdunstung eine Kälte von -50° bis 60° hervorbringt. Bei -75° wird sie fest krystallinisch. Ihr specifisches Gewicht ist 1,49. In diesem flüssigen Zustand kann man sie auch erhalten, wenn man wasserfreie Schwefelsäure und trockenes Schwefelpulver, im Aequivalent-Verhältniss von 2 : 1, in einem zugeschmolzenen Rohr mit einander in Berührung lässt, wobei eine blaue Verbindung entsteht, die sich im Verlauf einiger Tage gerade auf in liquide farblose schweflige Säure verwandelt.

Das schwefligsaure Gas wird selbst in der stärksten Glühhitze nicht zersetzt, und oxydirt sich, mit trockenem Sauerstoffgas gemengt, nicht höher, ausgenommen in Berührung mit erwärmtem blanken oder schwammigen Platin, welches sogleich die Vereinigung zu wasserfreier Schwefelsäure veranlasst. Aehnlich wirken erwärmtes Kupferoxyd, Eisenoxyd und Chromoxyd. Von braunem Bleisuperoxyd wird das Gas sogleich aufgenommen, das Superoxyd wird darin von selbst glühend und verwandelt sich in weisses *schwefelsaures* Bleioxyd.

Wasser absorbirt sein 30faches Volumen an schwefligsaurem Gas; diese Auflösung hat einen eigenen widrigen Geschmack und in hohem Grade den Geruch von verbrennendem Schwefel. Bei 0° bilden sich darin Krystalle einer Verbindung von schwefliger Säure mit Wasser, die bei $+4^{\circ}$ schmelzen. An der Luft verwandelt sie sich allmählig in Schwefelsäure. Aus ihren Salzen wird sie fast durch alle anderen Säuren ausgetrieben.

Die schweflige Säure hat die Eigenschaft, gewisse gefärbte Pflanzen- und Thierstoffe zu bleichen, daher die Anwendung des von verbrennendem Schwefel sich entwickelnden Gases zum Bleichen in der Seiden- und Wollenfärberei (Schwefeln).

Darstellung. 1) Durch Verbrennen des Schwefels in der Luft oder in reinem Sauerstoffgas. Da das Schwefligsäuregas in 1 Volumen 1 Vol. Sauerstoffgas enthält, so dürfte das Sauerstoffgas dabei sein Volumen nicht verändern. Es findet aber eine kleine Verminderung statt, weil

das Schwefligsäuregas, wie alle leicht condensirbaren Gase, durch den Luftdruck stärker zusammengedrückt wird, als das Sauerstoffgas, daher das gefundene spec. Gewicht etwas höher ist als das berechnete = 2,217. 2) Durch Erhitzen eines Gemenges von 7 Th. Braunstein mit 1 Th. Schwefel. 3) Durch Erhitzen von Schwefelsäure mit Kupfer, welches dadurch, unter Zersetzung der Hälfte der Schwefelsäure, in schwefelsaures Kupferoxyd, oder mit Kohle, welche dadurch in Kohlensäure verwandelt wird.

Die schwweifige Säure besteht aus

	Proc.	Aequiv.	Volum.	
Schwefel	50 . .	1 . .	1	Schwefeldampf
Sauerstoff	50 . .	2 . .	2	Sauerstoffgas
	100	Š = 32 .	2	Šgas

3. Unterschwefelsäure (Dithionsäure).

$$\ddot{S} = 72.$$

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustande bekannt als geruchlose, saure Flüssigkeit, die sich beim Erhitzen in schwweifige Säure und Schwefelsäure zersetzt. Sie ist so zusammengesetzt, dass man sie betrachten kann als eine Verbindung von 1 Atom Schwefelsäure mit 1 Atom schwweifiger Säure. Beim Erhitzen zerfallen ihre Salze in schwefelsaures Salz und in freie schwweifige Säure.

Bildung. Die Unterschwefelsäure entsteht, wenn man schwefligsaures Gas in mit kaltem Wasser angerührtes Pulver von Mangansuperoxyd, MnO_2 , leitet, wobei 1 Atom des letzteren 2 Atome schwweifige Säure aufnimmt, und damit unterschwefelsaures Manganoxydul bildet, welches sich im Wasser auflöst. In heissem Wasser nimmt das Superoxyd nur 1 Atom schwweifige Säure auf und löst sich zu schwefelsaurem Manganoxydul auf.

4. Unterschweifige Säure (Dithionige Säure).

$$\ddot{S} = 48.$$

Nur in Verbindung mit Basen bekannt; davon abgeschieden, sich bald in Schwefel und schwweifige Säure zer-

setzend. Entsteht, wenn man in einer siedenden Lösung von schwefligsaurem Natron Schwefelpulver auflöst, oder wenn sich Zink in wässriger schwefliger Säure auflöst, was ohne Gasentwicklung geschieht, indem von 3 Atomen schwefliger Säure $\frac{1}{3}$ des Sauerstoffs an 2 Atome Zink tritt, wodurch 1 Atom unterschwefligsaures und 1 Atom schwefligsaures Zinkoxyd entstehen; oder wenn Schwefel in heisser Lösung von Natronhydrat aufgelöst wird, wobei $\frac{1}{3}$ des Natrons in unterschwefligsaures Natron und $\frac{2}{3}$ in Schwefelnatrium verwandelt werden.

In ihren Salzen enthält die Basis halb so viel Sauerstoff als die Säure. Sie sind dadurch charakterisirt, dass in ihren Lösungen Säuren die Ausscheidung von Schwefel und Bildung von schwefliger Säure bewirken.

5., 6., 7. Trithion-, Tetrathion- und Pentathionsäure.

Die *Trithionsäure*, S^3O_5 , entsteht, wenn man eine gesättigte Auflösung von zweifach-schwefligsaurem Kali mit Schwefelpulver lange digerirt, welches erstere dadurch in krystallisirbares trithionsaures Kali verwandelt wird. Die *Tetrathionsäure*, S^4O_5 , entsteht, wenn in einer Auflösung von dithionigsaurem Natron Jod bis zur Sättigung aufgelöst wird. Zwei Atomgewichte Salz bilden 1 Atomgewicht Jodnatrium, NaJ , und 1 Atom tetrathionsaures Natron. Die *Pentathionsäure*, S^5O_5 , bildet sich, unter Abscheidung von Schwefel, wenn man in eine gesättigte Lösung von schwefliger Säure in Wasser Schwefelwasserstoffgas leitet. Sie ist isomer mit der dithionigen Säure, aber in ihren Salzen verhält sich der Sauerstoff der Säure zu dem der Base = 5 : 1.

II. Säuren des Selens und Tellurs.

Von jedem dieser Körper sind nur zwei Säurestufen bekannt, proportional der Schwefelsäure und der schwefligen Säure.

Die *Selensäure*, $\ddot{\text{Se}}$, ist in wasserhaltigem Zustand eine, der concentrirten Schwefelsäure sehr ähnliche, scharf saure, schwere Flüssigkeit. Ihre Salze sind isomorph mit den entsprechenden schwefelsauren. Sie wird nicht durch schweflige Säure zersetzt. Durch Erhitzen mit Chlorwasserstoffsäure verwandelt sie sich, unter Entwicklung von Chlor, in selenige Säure.

Die *selenige Säure*, $\ddot{\text{Se}}$, entsteht beim Verbrennen des Selens in der Luft oder durch Auflösen desselben in Salpetersäure. Sie krystallisirt in farblosen Prismen, bildet bei ungefähr 200° ein tief gelbes Gas und ist in Wasser löslich. In dieser Lösung wird sie durch schweflige Säure zersetzt unter Abscheidung von amorphem zinnoberrothen Selen.

Die *Tellursäure*, $\ddot{\text{Te}}$, wird in zweierlei Zuständen erhalten; in dem einen ist sie in Wasser löslich, krystallisirbar, in dem andern bildet sie eine gelbe, in Wasser unlösliche Masse.

Die *tellurige Säure*, $\ddot{\text{Te}}$, entsteht beim Verbrennen des Tellurs an der Luft. Sie ist farblos, in Wasser unlöslich, leicht schmelzbar. Aus ihrer Lösung in Chlorwasserstoffsäure fällt schweflige Säure das Tellur als ein dunkelgraues Pulver.

III. Säuren und Oxyde des Stickstoffs.

Der Stickstoff bildet mit dem Sauerstoff 4 Verbindungen: 3 Säuren, *Salpetersäure*, *Untersalpetersäure* und *salpetrige Säure*, und 2 gasförmige, nicht saure Oxyde, *Stickoxydgas* und *Stickoxydulgas*; die Sauerstoffmengen verhalten sich darin auf einerlei Menge Stickstoff wie 5 : 4 : 3 : 2 : 1. Keine einzige lässt sich direct hervorbringen. Ueber die Oxydation des Stickstoffs siehe Ammoniak.

1. Salpetersäure.

$$\ddot{\text{N}} = 54.$$

Vorkommen. An Kali und an Natron gebunden im Kali- und Natron-Salpeter.

Eigenschaften. Die wasserfreie Säure, darstellbar durch Einwirkung von trockenem Chlorgas auf salpetersaures Silberoxyd bei $+ 50^{\circ}$, bildet farblose Prismen, ist sehr flüchtig, leicht schmelzbar und sehr leicht zersetzbar.

Die wasserhaltige Säure ist eine farblose, eigenthümlich riechende, höchst ätzende, rauchende Flüssigkeit, von 1,521 spec. Gewicht. Färbt die Haut gelb, zerstört alle organische Stoffe und siedet bei $+ 86^{\circ}$. Sie enthält 14,25 Procent oder 1 Aequivalent Wasser. Sie zieht Wasser aus der Luft an, und ist in allen Verhältnissen mit Wasser mischbar, wodurch sich ihr Siedepunkt erhöht. Bei $+ 120^{\circ}$ Siedepunkt enthält sie 5 Atome Wasser auf 1 Atom Säure.

Die Salpetersäure ist eine der stärksten Säuren, sie ist aber sehr leicht zersetzbar. Versucht man, ihr das Wasser zu entziehen, z. B. durch concentrirte Schwefelsäure, so zerfällt sie in Sauerstoffgas und gelbrothe Dämpfe. Ebenso wirkt das Sonnenlicht, jedoch nur allmählig, weshalb die farblose Säure im Sonnenschein gelb wird. In starker Glühhitze zerfällt sie in Sauerstoffgas, Stickgas und Wasser. Auf dieser leichten Zersetzbarkeit beruht ferner ihr Vermögen, die meisten oxydirbaren Körper zu oxydiren, z. B. Phosphor und Schwefel in Phosphorsäure und Schwefelsäure zu verwandeln, und viele Metalle aufzulösen, daher ihre häufige Anwendung zur Oxydation der Körper auf nassem Wege. Durch Abtretung eines Theils ihres Sauerstoffs an Metalle wird sie meistens zu Stickoxydgas reducirt, welches in Gasform weggeht, während sich die gebildeten Metalloxyde in einem anderen Theil unzersetzter Säure zu einem Salz auflösen.

Die Salpetersäure besteht aus:

		In 100 Th.
1 Aequival. Stickstoff	14	25,92
5 Aequival. Sauerstoff	40	74,08

Aequival. der Salpetersäure, $\ddot{\text{N}} = 54$. 100,00.

Aequival. von $\text{H}\ddot{\text{N}}$ 63.

Auf glühender Kohle bewirken ihre Salze Verbrennung (Verpuffung) der Kohle.

Darstellung. Durch Destillation von 1 Atomgewicht oder 100 Gewichtstheilen Salpeter (salpetersaurem Kaliumoxyd) mit 2 Atomgew. oder 97 Th. concentrirter Schwefelsäure; daher ihr Name. Die erhaltene Säure ist farblos oder schwach gelb gefärbt, und hat die übrigen oben angeführten Eigenschaften. Der Rückstand in der Retorte ist saures oder zweifach - schwefelsaures Kali, weil 97 Theile Schwefelsäure doppelt so viel betragen, als zur Sättigung des Kaliumoxyds im Salpeter, d. h. zur Bildung von einfach schwefelsaurem Kaliumoxyd erforderlich ist. Dennoch ist dieses Verhältniss nothwendig zur Gewinnung einer so beschaffenen Säure. Denn nimmt man nur 1 Atomgewicht oder $48\frac{1}{2}$ Th. Schwefelsäure, so bleibt anfangs die Hälfte des Salpeters unzersetzt, indem sämtliche Schwefelsäure mit dem Kaliumoxyd der andern Hälfte saures Salz bildet dessen freie Säure erst bei so hoher Temperatur auf den noch unzersetzten Salpeter wirkt, dass dabei ein grosser Theil der Salpetersäure in Sauerstoffgas und rothen Dampf von Untersalpetersäure zerfällt, welche letztere in der Salpetersäure aufgelöst bleibt und sie dunkel rothgelb färbt. Diese gefärbte Säure stösst rothgelbe Dämpfe aus und wird beim Vermischen mit Wasser grün, blau und farblos. Durch Kochen kann sie farblos erhalten werden.

Da das Atomgewicht des Natriums kleiner ist als das des Kaliums, so ist es vortheilhafter zur Bereitung der Salpetersäure Natronsalpeter anzuwenden.

Das *Scheidewasser* ist eine unreine und verdünnte Salpetersäure.

Die Salpetersäure hat bedeutende Anwendung in Künsten und Gewerben, und wird daher fabrikmässig gewonnen.

2. Untersalpetersäure.

$$\ddot{\text{N}} = 46.$$

Bildung. Sie ist in der rothen rauchenden Salpetersäure enthalten und kann daraus bei gelinder Wärme, unter starker Abkühlung der Vorlage, abdestillirt werden.

Sie entsteht ferner als tief bräunlich rother Dampf beim Vermischen von 2 Volumen Stickoxydgas mit 1 Vol. Sauerstoffgas. Am zweckmässigsten bereitet man sie durch Destillation von trockenem salpetersaurem Bleioxyd.

Eigenschaften. Bei gewöhnlicher Temperatur rothgelbe, unter 0° farblose Flüssigkeit, die bei -20° in farblosen Prismen krystallisirt. Bei $+28^{\circ}$ siedet sie und bildet einen tief bräunlich rothen Dampf von eigenthümlichem Geruch und sehr schädlicher Wirkung beim Einathmen. Mit wenig Wasser zerfällt sie in Salpetersäure und salpetrige Säure.

Die Untersalpetersäure bildet nicht ohne Zersetzung Salze. Sie kann daher auch betrachtet werden als eine Verbindung von salpetriger Säure mit Salpetersäure, $\text{NO}^3 + \text{NO}^5$, oder als eine Verbindung von Stickoxyd mit 2 At. Salpetersäure, $= \text{NO}^2 + 2\text{NO}^5$. Die Atomgruppe NO^4 findet man aber, Wasserstoff vertretend, in vielen organischen Verbindungen.

3. Salpetrige Säure.

$$\ddot{\text{N}} = 38.$$

Eigenschaften. Dunkelblaue, höchst flüchtige Flüssigkeit; bildet ein tief gelbrothes Gas von eigenem, heftigem Geruch. Zersetzt sich mit Wasser theilweise in Stickoxydgas und Salpetersäure.

Bildung. Beim Vermischen von 4 Volumen Stickoxydgas mit 1 Vol. Sauerstoffgas, oder bei der Zersetzung von Stärke mit erwärmter Salpetersäure und Condensation des entstehenden gelbrothen Dampfs durch starke Abkühlung; oder, gebunden an Kali, durch gelindes Glühen von Salpeter, so lange sich noch Sauerstoffgas entwickelt, oder indem man Zink oder Cadmium mit der Lösung eines salpetersauren Salzes in Berührung lässt. Am zweckmässigsten bewirkt man diese Umwandlung durch Schmelzen des Salpeters mit metallischem Blei, welches dabei zu Oxyd wird. Die salpetrigsauren Salze entwickeln mit anderen Säuren rothe Dämpfe. Die kleinste Spur in einer Flüssig-

keit verräth sich durch Bläung derselben, wenn man sie mit Jodkaliumhaltigem Stärkekleister und darauf mit einigen Tropfen Schwefelsäure vermischt.

4. Stickoxyd.

$$\ddot{N} = 30.$$

Darstellung. Durch Auflösen von Kupfer, Silber, Quecksilber etc. in verdünnter Salpetersäure, wobei $\frac{1}{4}$ der Säure in Stickoxydgas und das Metall in salpetersaures Oxydsalz verwandelt wird.

Eigenschaften. Farbloses, in Wasser wenig lösliches, nicht condensirbares Gas von 1,038 spec. Gewicht; ausgezeichnet durch die Eigenschaft, an der Luft oder mit reinem Sauerstoffgas einen dunkel gelbrothen Dampf zu bilden, sich also schon durch unmittelbare Berührung und bei gewöhnlicher Temperatur höher zu oxydiren. Wird von den Auflösungen der Eisenoxydulsalze mit tief schwarzbrauner Farbe aufgelöst.

Angezündete Kohle und brennender Phosphor fahren in Stickoxydgas zu brennen fort, fast so lebhaft wie in Sauerstoffgas.

Gewisse Metalle, in diesem Gas erhitzt, oxydiren sich und lassen ein halbes Volumen Stickgas zurück.

Das Stickoxydgas besteht aus:

	Volum.	Aeq.	Proc.
Stickstoff . .	1	1	46,6
Sauerstoff . .	1	2	53,4
	2	$\ddot{N} = 30$	100,0.

Leitet man gleichzeitig Stickoxydgas und Sauerstoffgas in concentrirte Schwefelsäure, oder lässt Stickoxydgas und schwefligsaures Gas mit feuchter Luft zusammentreten, so bildet sich ein krystallisirter, schmelzbarer Körper, der eine Verbindung von salpetriger Säure mit Schwefelsäure ist = $HO, SO^3 + NO^3, SO^3$. Dieselbe Verbindung entsteht durch Einleiten von trockner schwefliger Säure in abgekühlte rauchende Salpetersäure, in der sie schwerlöslich ist. Von Wasser wird sie zersetzt.

Salpetersäure-Dampf verwandelt sich mit schwefliger Säure in rothe Dämpfe von Untersalpetersäure und in Schwefelsäure. Erstere verwandelt sich mit Wasser in Salpetersäure und Stickoxydgas, welches mit Luft wieder rothe Dämpfe bildet. Auf diesem Verhalten beruht die technische Bereitung der Schwefelsäure aus schwefliger Säure und Salpetersäure- und Wasser-Dampf.

5. Stickoxydul.

$$\dot{N} = 22.$$

Eigenschaften. Farbloses, schwach riechendes Gas, von 1,524 spec. Gewicht, in Wasser ziemlich löslich; verwandelt sich durch einen Druck von 50 Atmosphären in eine tropfbare Flüssigkeit, die bei -88° siedet, hierbei sich bis -105° abkühlt und dabei krystallinisch erstarrt. Bildet mit Sauerstoff keine rothen Dämpfe. Brennbare Körper, wie Kohle, Schwefel, Phosphor, Eisen, angezündet hineingebracht, brennen darin mit einem ähnlichen Glanz wie in Sauerstoffgas. Wasserstoffgas damit gemengt und angezündet, verbrennt mit Knall. — Wirkt beim Einathmen eigenthümlich berauschend.

Entzieht man dem Stickoxydulgas durch erhitzte oxydirbare Körper den Sauerstoff, so bleibt Stickgas von unverändertem Volumen zurück. Das Stickoxydulgas besteht demnach aus:

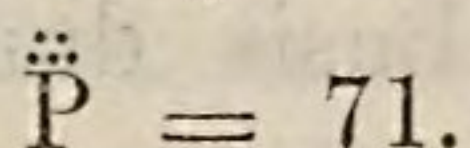
	Vol.	Aeq.	Proc.
Stickgas . . .	2	1	63,64
Sauerstoffgas . .	1	1	36,36
Stickoxydulgas	2	$\dot{N} = 22$	100,00.

Bildung. Man entzieht dem Stickoxydgas Sauerstoff, z. B. durch eine Auflösung von schwefligsaurem Kali. Am leichtesten erhält man es durch Erhitzen von salpetersaurem Ammoniumoxyd, NH_4O, NO_5 , einem krystallisirten Salz, welches hierbei schmilzt und sich in Stickoxydulgas und Wasser zersetzt.

IV. Säuren des Phosphors.

Der Phosphor bildet 3 Säuren: *Phosphorsäure*, *phosphorige* und *unterphosphorige Säure*, worin sich die Sauerstoffmengen verhalten wie 5 : 3 : 1.

1. Phosphorsäure.



Vorkommen. Sehr allgemein verbreitet in Form von phosphorsauren Salzen, besonders phosphorsaurem Kalk.

Eigenschaften und Darstellung der *wasserfreien Phosphorsäure*. Sie entsteht durch Verbrennung von Phosphor in Luft oder in Sauerstoffgas. Weisse, lockere, schneeähnliche Substanz, die erst in sehr hoher Temperatur flüchtig zu sein scheint. An der Luft zieht sie rasch Wasser an und zerfließt. In Wasser unter starker Erhitzung löslich.

Es giebt dreierlei isomere Modificationen der Phosphorsäure, eine einbasische, eine zweibasische und eine dreibasische.

Die *einbasische Phosphorsäure*, $\text{H}\ddot{\text{P}}$, (Metaphosphorsäure), wird erhalten durch Auflösung der wasserfreien Säure in Wasser oder durch Auflösen von Phosphor in Salpetersäure, Abdampfen und Schmelzen der Masse. Sie ist eine durchsichtige, farblose, glasähnliche Masse, in Glühhitze flüchtig, in Wasser leicht löslich, von rein saurem Geschmack. Sie fällt eine Auflösung von Baryt und von Albumin. In ihren Salzen ist das Wasseratom durch 1 Atom anderer Basen vertreten. Durch Sieden ihrer Lösung geht sie in dreibasische Säuren über.

Die *zweibasische Phosphorsäure*, $\text{H}_2\ddot{\text{P}}$, (Pyrophosphorsäure) entsteht aus der dreibasischen Säure durch vorsichtiges Erhitzen bis zu 417° . Sie entsteht ferner durch Schmelzen des entwässerten dreibasisch phosphorsauren Natrons bei Glühhitze, welches dabei 1 Atom Wasser, als drittes Atom Basis, verliert und sich in zweibasisches Salz verwandelt, aus dessen Lösung die Säure durch ein Bleisalz gefällt werden kann. Aus dem zweibasischen Bleisalz

wird dann die Säure durch Schwefelwasserstoff abgeschieden. Sie bildet eine syrupdicke, saure Flüssigkeit, deren Lösung in Wasser erst beim Erhitzen unter Bindung noch eines Wasseratoms in dreibasische Säure übergeht. Aus Silbersalzen fallen ihre löslichen Salze weisses $2\text{AgO}, \text{PO}_5$. Sie fällt nicht Baryt und Albumin. In manchen ihrer Salze ist das eine Atom Basis durch 1 Atom Wasser vertreten.

Die *dreibasische Phosphorsäure*, $\text{H}_3\ddot{\text{P}}$, gewöhnliche Phosphorsäure, entsteht durch wechselseitige Zersetzung von Phosphorchlorid mit Wasser; sie wird ferner erhalten durch Auflösen von Phosphor in heisser, nicht zu concentrirter Salpetersäure und Abdampfen bis zur Syrupdicke; am zweckmässigsten bereitet man sie aus weiss gebrannten Knochen (im Wesentlichen $3\text{CaO}, \text{PO}_5$) durch Zersetzung mit Schwefelsäure. 3 Th. Knochenpulver werden mit 2 Th. Schwefelsäure, verdünnt durch 10 Th. Wasser, vermischt und mehrere Tage lang erwärmt, die saure Flüssigkeit dann von dem Gyps abfiltrirt, abgedampft, die Masse gelinde geglüht, das Glas in heissem Wasser aufgelöst, wieder abgedampft, die Masse längere Zeit bis ungefähr 300° erhitzt und dann wieder in Wasser aufgelöst, durch welche Operationen zuerst die überchüssige Schwefelsäure verdampft, zuletzt noch phosphorsaure Magnesia unlöslich abgeschieden wird.

Sie bildet im concentrirten Zustand ein syrupdickes, rein sauer schmeckendes Liquidum, das bei längerer Ruhe in farblosen Prismen krystallisirt. Sie fällt nicht Baryt und Albumin. Ihre löslichen Salze geben mit Silbersalzen einen gelben Niederschlag von $3\text{AgO}, \text{PO}_5$. Sie bildet dreierlei Salze; in den einen sind alle 3 Wasseratome durch basische Oxyde vertreten, in den anderen nur zwei, in den dritten nur 1 Atom.

Enthält ihre Auflösung Kalk und Magnesia, wie die rohe, aus Knochen bereitete, zur Phosphor-Gewinnung dienende Säure, und wird zur Trockne abgedampft und die Masse bei Glühhitze geschmolzen, so bildet sie ein farbloses sprödes Glas, das sich nur theilweise in Wasser löst.

Jede Art der Phosphorsäure wird aus ihren Salzen durch Schwefelsäure und durch Salpetersäure abgeschieden, aber bei Glühhitze treibt die Phosphorsäure selbst die Schwefelsäure aus.

Chlorphosphorsäure, PCl_3O_2 , entsteht, wenn Phosphorchlorid allmählig Feuchtigkeit anzieht. Am sichersten erhält man es durch Destillation des Chlorids mit dem halben Gewicht vollkommen von Krystallwasser befreiter Oxalsäure ($\text{C}^2\text{O}^3 + \text{HO}$), die sich dabei wechselseitig in Chlorphosphorsäure, Chlorwasserstoff, Kohlensäure- und Kohlenoxydgas zersetzen. — Farbloses, stark lichtbrechendes, rauchendes Liquidum von erstickendem Geruch und 1,7 spec. Gewicht. Zersetzt sich mit Wasser in Chlorwasserstoff und Phosphorsäure. Kann auch als $2\text{PO}^5 + 3\text{PCl}^5$ betrachtet werden.

2. Phosphorige Säure.

$$\ddot{\text{P}} = 55.$$

Die *wasserfreie Säure* entsteht beim gelinden Erwärmen von überschüssigem Phosphor in einem langsam darüber geleiteten Strom von trockner atmosphärischer Luft. Sie bildet eine lockere, weisse, sublimirbare Substanz, die an der Luft augenblicklich Wasser anzieht und sich dabei von selbst entzündet, indem sie zu Phosphorsäure verbrennt.

Die *wasserhaltige Säure*, $\text{H}^3\ddot{\text{P}}$, ist eine dreibasische Säure. Ihre ganz concentrirte Lösung erstarrt zu einer krystallinischen Masse. Beim stärkeren Erhitzen verwandelt sie sich in Phosphorwasserstoffgas und dreibasische Phosphorsäure. Eben so verhalten sich ihre Salze. An der Luft oxydirt sie sich allmählig zu Phosphorsäure, eben so auf Kosten mancher Metalloxyde, die dabei zu Metall reducirt werden.

Sie bildet sich wenn sich Phosphor unter Leuchten und Dampfen bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft oxydirt*). Am zweckmässigsten bereitet man sie durch wechselseitige Zersetzung von Phosphorchlorür und Wasser.

*) Hierbei bildet sich zugleich Ozon, NO^5 und HO^2 .

Beim Abdampfen der Flüssigkeit entweicht die gebildete Chlorwasserstoffsäure.

3. Unterphosphorige Säure.

$$\dot{\text{P}} = 39.$$

In wasserfreiem Zustand unbekannt. Die wasserhaltige Säure, $\text{H}_3\dot{\text{P}}$, ist dreibasisch und bildet eine saure, syrupdicke Flüssigkeit, die sich beim weiteren Erhitzen in Phosphorsäure und Phosphorwasserstoffgas zerlegt. In ihren Salzen werden 2 Atome Base durch Wasser vertreten. Beim Erhitzen verwandeln sie sich, unter Entwicklung von Phosphorwasserstoffgas, in phosphorsaure Salze. Sie wirkt noch kräftiger reducirend als die phosphorige Säure.

Die unterphosphorige Säure entsteht, an Kali gebunden, beim Erhitzen einer concentrirten Lösung von Kaliumoxydhydrat mit Phosphor (siehe Phosphorwasserstoffgas). Wendet man statt des Kalihydrats Barythydrat an, so lässt sich aus den entstehendem krystallisirbaren unterphosphorigsauren Baryt die Säure durch Schwefelsäure abscheiden.

V. Säuren des Arseniks.

Das Arsenik hat nur 2 Oxydationsstufen, beide Säuren, proportional den beiden höchsten Säuren des Phosphors.

1. Arseniksäure.

$$\ddot{\text{As}} = 115.$$

Bildung. Durch Erhitzen von Arsenik oder arseniger Säure mit concentrirter Salpetersäure, oder durch Schmelzen derselben mit Salpeter. In letzterem Falle bleibt die Säure an Kaliumoxyd gebunden.

Eigenschaften. Die wasserhaltige Säure krystallisiert in grossen Prismen, die an der Luft rasch zu einem schweren, ätzendsauren Liquidum zerfliessen. Die entwässerte Säure ist eine weisse Masse, die nur sehr langsam an der Luft Wasser anzieht und sich nur sehr langsam

in Wasser löst. Bei anfangendem Glühen zerfällt sie in arsenige Säure und Sauerstoffgas ohne zu schmelzen. In Lösung wird die Arseniksäure durch schweflige Säure zu arseniger Säure reducirt. Sie ist eine dreibasische Säure und ist isomorph mit der dreibasischen Phosphorsäure. Sie ist weniger giftig als die arsenige Säure. — Kommt mit verschiedenen Basen verbunden natürlich vor.

2. Arsenige Säure.

$$\text{Äs} = 93.$$

Bildung. Beim Verbrennen von Arsenik in Luft oder in Sauerstoffgas, bei Auflösung von Arsenik oder Arsenikmetallen in mässig starker Salpetersäure. Im Grossen wird sie durch Rösten arsenikhaltiger Erze, besonders des Arsenikeisens und Arsenikkobalts, gewonnen. Die Dämpfe der sich bildenden arsenigen Säure werden in langen Condensationsanstalten, den Giftfängen, als sogenanntes Giftmehl, verdichtet, welches nachher durch Sublimation in eisernen Gefässen gereinigt und als *weisses Arsenikglas* erhalten wird. Als eines der ätzendsten Gifte ist sie unter den Namen *Arsenik*, *weisser Arsenik*, *Rattengift* bekannt.

Eigenschaften. Bei der Condensation ihres Dampfes oder bei der Abscheidung aus ihrer Lösung in Wasser krystallisirt sie in durchsichtigen, stark glänzenden regulären Octaëdern. Unter gewissen Umständen krystallisirt sie in Formen des rhombischen Systems, sie ist also dimorph. Beim Erhitzen verflüchtigt sie sich ohne zu schmelzen; ihr Dampf ist ohne Geruch. Durch längeres Erhitzen bis nahe zu ihrem Verflüchtigungspunkt wird sie amorph und schmilzt dann zu einem vollkommen klaren, schweren Glas, welches, ehe es sich zu verflüchtigen beginnt, wieder schmelzbar ist und etwas grösseres specifisches Gewicht und grössere Löslichkeit hat, als die krystallisirte Säure. Löst man die amorphe Säure in heisser Chlorwasserstoffsäure auf, so scheidet sie sich beim Erkalten unter lebhafter Lichtentwicklung in Octaëdern krystallisirt ab. Die krystallisirte Säure zeigt beim Umkrystallisiren die Lichtentwicklung nicht. Die

amorphe durchsichtige Säure geht allmählig von selbst in die krystallinische Form über und wird dabei weiss, undurchsichtig, porzellanartig. Durch Erhitzen mit Kohle oder in Wasserstoffgas wird sehr leicht das Arsenik daraus reducirt, welches sich als metallglänzender Spiegel sublimirt.

Die arsenige Säure hat einen schwachen, unangenehmen Geschmack und reagirt nur schwach sauer. Sie ist nur sehr langsam in Wasser löslich; aus der kochendheiss gesättigten Lösung, welche $\frac{1}{12}$ ihres Gewichts arseniger Säure enthält, krystallisirt beim Erkalten ein Theil heraus, und es bleibt ungefähr nur $\frac{1}{20}$ gelöst. Die mit Schwefelsäure vermischte Lösung entwickelt mit Zink Arsenikwasserstoffgas, (s. pag. 34). — Kupfer belegt sich darin mit eisenschwarzem Arsenikkupfer.

Die arsenige Säure ist nur eine schwache Säure. Ihre Salze entwickeln beim Erhitzen arsenige Säure oder auch Arsenik, unter Zurücklassung von arseniksaurem Salz, so z. B. ein erhitztes Gemenge von Kalk und arseniger Säure. (Ihr Verhalten zu Schwefelwasserstoff siehe bei den Sulfiden des Arseniks.)

Von der arsenigen Säure werden verschiedene Anwendungen gemacht. Ihre wirksamsten Gegengifte sind die Hydrate von Eisenoxyd und von Magnesia.

VI. Säuren des Antimons.

Das Antimon bildet ebenfalls nur 2 Säuren, proportional den beiden Säuren des Arseniks.

1. Antimonsäure.

$$\ddot{\text{Sb}} = 162.$$

Bildung. Durch Auflösen von Antimonchlorid in Wasser, mit dem es sich in Chlorwasserstoff und Antimonsäure zersetzt, die sich als weisses Pulver und verbunden mit Wasser abscheidet. Ferner durch Oxydation von Antimon mit höchst concentrirter Salpetersäure, Abdampfen und Erhitzen; durch Verbrennen von Antimon mit schmelzendem Salpeter, in welchem letzteren Fall antimonsaures Kaliumoxyd entsteht.

Eigenschaften. Die wasserhaltige Säure ist ein weisses, geschmackloses Pulver, verliert beim Erhitzen das Wasser. Die wasserfreie Säure ist blassgelb, entwickelt beim Glühen Sauerstoffgas und verwandelt sich in eine weisse, unschmelzbare Verbindung von Antimonsäure mit antimoniger Säure $= \text{SbO}^3 + \text{SbO}^5$. Die Antimonsäure ist auch in anderen Säuren unlöslich.

Sie ist eine sehr schwache Säure. Mehrere ihrer Salze werden beim Erhitzen plötzlich vorübergehend glühend, ohne Gewichtsveränderung, und werden nachher nicht mehr durch andere Säuren zersetzt.

2. Antimonige Säure.

$$\text{Sb} = 146.$$

Bildung. Beim Verbrennen des Antimons in der Luft, wobei sich der entstehende Rauch zu glänzenden Krystallen von antimoniger Säure condensirt. Ferner durch Oxydation von Schwefelantimon mit Salpetersäure. Sie kommt als Mineral (Weissspiessglanzerz) vor.

Eigenschaften. Farblose, sehr glänzende Krystalle oder weisses Pulver. Sie ist dimorph; die als Mineral vorkommende findet sich theils in regulären Octaëdern, theils in rhombischen Prismen, und beide Formen nimmt auch die bei der Verbrennung von Antimon entstehende Säure an. In Wasser ist sie unlöslich. Bei abgehaltener Luft leicht schmelzbar, beim Erkalten krystallinisch erstarrend, in stärkerer Hitze flüchtig. In Salpetersäure unlöslich. Bei Glühhitze durch Kohle oder Wasserstoffgas leicht reducirbar.

Sie ist eine sehr schwache Säure; mit einigen starken Säuren geht sie Verbindungen ein, worin sie sich wie eine schwache Base verhält, daher sie auch Antimonoxyd genannt wird. Sie wirkt stark brechenerregend.

Die antimonige Säure ist löslich in starker Chlorwasserstoffsäure. Durch Zink und Eisen wird daraus das Antimon gefällt unter gleichzeitiger Bildung von Antimonwasserstoffgas. Beim Vermischen mit Wasser giebt diese Auflösung einen dicken, weissen, bald krystallinisch werdenden

Niederschlag (Algarothpulver), eine Verbindung von Antimonoxyd mit Antimonchlorür, $\text{SbCl}_3 + 5\text{SbO}_3$. Sie entsteht auch bei der Zersetzung des wasserfreien Antimonchlorürs mit Wasser. In trockenem Zustand ist sie ein weisses, krystallinisches Pulver, welches beim Erhitzen in abdestillirendes Chlorür und schmelzendes Oxyd zerfällt. Die von seiner Bildung übrige Flüssigkeit ist eine Auflösung von Chlorantimon in Chlorwasserstoffsäure, die in concentrirtem Zustand, als ein schweres, ätzendes Liquidum auch durch Destillation von Antimonoxyd mit Kochsalz und concentrirter Schwefelsäure erhalten wird. Bei der Destillation für sich geht zuerst flüssige Chlorwasserstoffsäure, nachher wasserfreies Antimonchlorür über.

Das Verhalten des Antimonoxyds zu Schwefelwasserstoff siehe bei den Sulfiden des Antimons.

VII. Säuren des Chlors.

Das Chlor bildet 4 Sauerstoffsäuren: die *Ueberchlorsäure*, *Chlorsäure*, *chlorige* und *unterchlorige Säure*, worin sich die Sauerstoffmengen verhalten = 7 : 5 : 3 : 1. Keine derselben ist direct hervorzubringen.

1. Ueberchlorsäure.

$$\text{ClO}_7 = 91,5.$$

Bildung und Darstellung. Wenn chlorsaures Kaliumoxyd so lange geschmolzen wird, bis bei der Temperatur, wobei es zuerst mit Leichtigkeit Sauerstoffgas entwickelte, die Gasentwicklung sich sehr zu vermindern anfängt, so ist es in ein Gemenge von leicht löslichem Chlorkalium mit ungefähr 45 Procent sehr schwer löslichem überchlorsaurem Kaliumoxyd verwandelt, die man durch Auflösen und Krystallisiren von einander trennt. Durch vorsichtige Destillation von 1 Th. überchlorsaurem Kali mit 4 Th. ganz concentrirter Schwefelsäure erhält man die Ueberchlorsäure. Zuerst gehen Tropfen einer Säure über, die krystallinisch erstarren, dann kommt die flüssige wasserhaltige Säure.

Eigenschaften. Die wasserhaltige Säure, ClO_7HO , ist eine leicht bewegliche farblose Flüssigkeit von 1,78 spec. Gewicht, bildet an der Luft dicke weisse Nebel, ist höchst ätzend, explodirt unter Feuererscheinung, wenn sie auf Papier, Holz und besonders heftig, wenn sie auf Holzkohle getropft wird. Zersetzt sich beim Erwärmen und wird gelb, zersetzt sich selbst bei gewöhnlicher Temperatur nach einiger Zeit von selbst, zuletzt plötzlich mit Explosion.

Die bei der Darstellung zuerst übergehende feste krystallinische Säure ist $= \text{ClO}_7 + 3\text{HO}$. Sie entsteht auch beim vorsichtigen Vermischen der flüssigen Säure mit Wasser. Sie krystallisirt in langen, bei 50° schmelzbaren Prismen; sie zerfällt zwischen 110° und 200° , (unter partieller Zersetzung in Chlor und Sauerstoff) in wasserhaltige rauchende Säure und zuletzt übergehende wässrige Säure von ähnlicher dickflüssiger Beschaffenheit wie concentrirte Schwefelsäure.

Die überchlorsauren Salze verwandeln sich beim Glühen in Chlormetalle und Sauerstoffgas. Mit Kohle und anderen brennbaren Körpern erhitzt, detoniren sie.

2. Chlorsäure.

$$\ddot{\text{Cl}} = 75,5.$$

Bild. und Darstell. Durch Sättigung einer concentrirten Lösung von Kaliumoxydhydrat (Kalihydrat) mit Chlorgas, wobei $\frac{5}{6}$ des Kali's in Chlorkalium, und $\frac{1}{6}$ in chlorsaures Kaliumoxyd verwandelt werden, welches letztere wegen seiner Schwerlöslichkeit sich in Krystallen ausscheidet. Die Chlorsäure scheidet man daraus ab, indem man es in siedendem Wasser löst und so lange Fluorkieselwasserstoffsäure zumischt, als noch Fluorkieselkalium niederschlägt. Die entstandene Lösung von Chlorsäure wird durch Verdunsten bei sehr gelinder Wärme concentrirt.

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustand bekannt. Sehr saure, fast geruchlose Flüssigkeit. Zersetzt sich bei der Destillation in Chlorgas, Sauerstoffgas und Ueberchlorsäure. Verwandelt sich mit Chlorwasserstoffsäure in Wasser und Chlor.

Kohle, Schwefel, Phosphor, leicht oxydirbare Metalle u. dergl. mit chlorsauren Salzen gemengt und erwärmt oder zusammen gerieben oder geschlagen, verbrennen und verknallen mit grosser Heftigkeit. Beim Erhitzen für sich entwickeln diese Salze reines Sauerstoffgas, indem sowohl der Sauerstoff der Säure, als der der Basis entweicht, und verwandeln sich in Chlormetalle. Hierauf beruht eine vortheilhafte Darstellungsweise des Sauerstoffgases aus chlorsaurem Kali, welches 39 Procent seines Gewichtes entwickelt.

3. Chlorige Säure.

$$\text{Cl} = 59,5.$$

Bild. u. Darstell. Durch Einwirkung von salpetriger Säure auf chlorsaures Kali. Am besten durch sehr gelindes Erwärmen eines Gemenges von chlorsaurem Kali, arseniger Säure und verdünnter Salpetersäure in einem damit fast ganz angefüllten Gefäss. Die arsenige Säure oxydirt sich auf Kosten der Salpetersäure zu Arseniksäure und die entstehende salpetrige Säure reducirt die Chlorsäure. Oder man erwärmt bei 60° ein Gemenge von 20 Th. chlorsaurem Kali, 30 Th. mässig starker Salpetersäure und 8 Th. Zucker.

Eigenschaften. Tief grüngelbes Gas, von sehr heftigem, chlorartigem Geruch und 2,646 spec. Gewicht. Zersetzt sich schon bei 57° unter Explosion in Chlorgas und Sauerstoffgas; auch explodirt es in Berührung mit Schwefel, Phosphor, Arsenik. Von Quecksilber wird es absorbirt. Wasser absorbirt sein 8 bis 10faches Volumen und färbt sich dadurch intensiv gelb. Im Licht wird diese Lösung farblos.

Erwärmt man Stücke von geschmolzenem chlorsauren Kali und Schwefelsäure, was wegen Gefahr vor Explosion mit grosser Vorsicht geschehen muss, so entstehen schwefelsaures und überchlorsaures Kali, und es entwickelt sich ein schweres, dunkelgelbes Gas von eigenthümlichem, chlorartigem Geruch. Durch starke Abkühlung verwandelt es sich in eine rothgelbe Flüssigkeit, die bei $+ 20^\circ$ siedet. Was-

ser löst sein 20faches Volumen des Gases auf. Beim Erwärmen explodirt es unter Feuererscheinung, wobei 1 Volumen des Gases in 1 Volumen Sauerstoffgas und $\frac{1}{2}$ Volumen Chlorgas zerfällt. Selbst im liquiden Zustand explodirt diese Verbindung mit grosser Gewalt. Sie kann als ClO^4 , als Unterchlorsäure, betrachtet werden; da es aber keine unterchlorsauren Salze gibt, so könnte sie auch eine Verbindung von Chlorsäure mit chloriger Säure, $\text{ClO}^3 + \text{ClO}^5$, oder von Chlorsäure mit einem für sich unbekannten Chloroxyd sein $= \text{ClO}^2 + 2\text{ClO}^5$.

4. Unterchlorige Säure.

$$\text{Cl} = 43,5.$$

Bild. u. Darst. Sie bildet sich durch Sättigen von gelöschtem Kalk (Calciumoxydhydrat) mit Chlorgas, wobei der Kalk halb in Chlorcalcium und halb in unterchlorigsauren Kalk verwandelt wird; ferner durch Sättigen einer verdünnten Lösung von Kalihydrat oder einer Lösung von kohlensaurem Kaliumoxyd mit Chlorgas, welche dann unterchlorigsaures Kaliumoxyd, Chlorkalium und Kali-Bicarbonat enthält. Durch weitere Einwirkung wird auch das unterchlorigsaure Salz zersetzt und die Flüssigkeit enthält dann freie unterchlorige Säure, die man bei gelinder Wärme abdestilliren kann. Wasserfrei erhält man sie, indem man über durch Fällung bereitetes und durch Erwärmen vorher von Wasser befreites und stark abgekühltes Quecksilberoxyd Chlorgas leitet und die sich bildende chlorige Säure in einem bis ungefähr zu -10° abgekühlten Rohr verdichtet.

Eigenschaften. Rothess Liquidum, siedet schon bei $+20^\circ$ und bildet ein rothgelbes Gas von eigenthümlichem, chlorartigem Geruch und 2,97 spec. Gewicht, explodirt schon durch die Wärme der Hand oder in Berührung mit Kohle, vergrössert dabei sein Volumen von 1 zu $1\frac{1}{2}$, und ist nun in ein Gemenge von 1 Volumen Chlorgas und $\frac{1}{2}$ Volumen Sauerstoffgas verwandelt. Wasser absorbirt sein 200faches Volumen; die Auflösung ist dunkelgelb und riecht wie das Gas; im Licht und in der Wärme zersetzt sie sich in Chlor-

gas und in Chlorsäure. Sie bleicht Pflanzenfarben, oxydirt Chlorkalium zu chlorsaurem Kali und Chlorblei zu Superoxyd. Dieselbe bleichende Eigenschaft haben ihre Salze, worauf die technische Anwendung des Chlors beruht.

VIII. Säuren des Broms und Jods.

Brom bildet, wie es scheint, nur eine Säure, von ähnlichen Eigenschaften wie die Chlorsäure, und proportional mit ihr zusammengesetzt, mit der sie auch gleiche Bildungsweise hat.

Das Jod bildet eine *Ueberjodsäure* und eine *Jodsäure*. Die *Ueberjodsäure*, JO^7 , entsteht, an Baryt gebunden, durch Erhitzen von jodsaurem Baryt; ferner, unter Bildung von Chlornatrium, wenn man eine mit Natronhydrat vermischte Lösung von jodsaurem Natron mit Chlorgas sättigt, wobei sich 2NaO , JO^7 als schwerlösliches Salz abscheidet. Die *Ueberjodsäure* bildet mit 5HO farblose, bei 130° ohne Zersetzung schmelzbare zerfliessliche Krystalle. Die *Jodsäure*, JO^5 , entsteht sowohl bei Auflösung von Jod in Kali, als auch durch Auflösen von Jod in höchst concentrirter, farbloser Salpetersäure. Sie bildet farblose, in Wasser leicht lösliche Krystalle, verliert in der Wärme ihr basisches Wasser, schmilzt beim stärkeren Erhitzen und zerfällt dann in Jod und Sauerstoffgas. Schweflige Säure fällt aus ihrer Lösung und ihren Salzen freies Jod.

Vom *Fluor* ist noch keine Sauerstoffverbindung bekannt.

IX. Säuren und Oxyd des Kohlenstoffs.

Der Kohlenstoff bildet mit dem Sauerstoff nur zwei Verbindungen, in welchen das einfache Kohlenstoffatom angenommen werden kann. Sie sind die Kohlensäure und das Kohlenoxyd, in denen sich die Sauerstoffmengen wie $2 : 1$ verhalten. Sie sind feuerbeständig. Indessen gibt es noch andere Sauerstoff-Verbindungen des Kohlenstoffs, die aber, gleich allen organischen Verbindungen, in 1 Aequivalent 2 oder mehr Atome Kohlenstoff enthalten, nicht feuer-

beständig sind und in der organischen Chemie betrachtet werden. Es gehört dazu auch die Oxalsäure, C^2O^3 , die indessen wegen ihrer einfachen Beziehungen zum Kohlenoxyd und zur Kohlensäure schon hier kurz angeführt werden kann.

1. Kohlensäure.

$$\ddot{C} = 22.$$

Bildung u. Vorkommen. Die Kohlensäure entsteht durch Verbrennen von Diamant, Graphit, gewöhnlicher Kohle und kohlenstoffhaltigen Körpern in der Luft oder in reinem Sauerstoffgas. Letzteres verändert bei seiner Umwandlung in Kohlensäuregas seinen Umfang nicht. Sie entsteht ferner beim Glühen vieler Metalloxyde mit Kohle. Weil sie ein beständiges Product der Verbrennung von allem gewöhnlichen Brennmaterial, der Verwesung der organischen Körper und ein beständiges Product des Athmens der Thiere ist und ausserdem aus den Vulkanen und in vulkanischen Gegenden aus dem Innern der Erde unaufhörlich in ausserordentlicher Menge ausströmt, macht sie einen beständigen, wiewohl relativ nur kleinen Bestandtheil der Atmosphäre aus. Die meiste Kohlensäure kommt aber gebunden an Basen vor, besonders an Kalk, mit dem sie die verschiedenen Arten des Kalksteins bildet.

Darstellung. Durch Zersetzung von kohlensaurem Kalk (Kreide oder Marmor) mit verdünnter Schwefelsäure oder Salpetersäure.

Eigenschaften. Farbloses Gas, von schwach säuerlichem Geruch und Geschmack. Lackmus schwach und vorübergehend röthend; von 1,524 specifischem Gewicht. Verlöscht Feuer und wirkt, in reiner Gestalt eingeathmet, tödtlich. Wird unter einem Druck von 36 Atmosphären und bei 0° zu einer dünnen, farblosen, mit Wasser nicht mischbaren Flüssigkeit condensirt. Diese ist durch Wärme ausdehnbarer als das Gas; bei -8° ist ihr spec. Gewicht 0,98, bei -27° ist es 0,72. Bei ihrer Verdunstung erzeugt sie eine Kälte von -79° , wobei die übrige Säure selbst zu

einer festen schneeähnlichen Masse erstarrt. Diese verdunstet, wegen ihrer geringen Wärmeleitung und niedrigen Temperatur, nur langsam an der Luft. Sie schmilzt bei -57° und übt dann schon einen Druck von 5 Atmosphären aus. Der Druck ihres Dampfes steigt für jeden Thermometergrad fast um eine Atmosphäre. In einem starken Glasrohr bis zu -70° abgekühlt, erstarrt sie zu einer festen, klaren Masse. In liquider Form wird sie nach demselben Princip, wie das liquide Chlor, oder in grösserem Massstabe durch Zusammenpressen mittelst einer Druckpumpe dargestellt.

Kalium oder Natrium in Kohlensäuregas erhitzt, verbrennen darin unter Abscheidung von Kohle. Kein anderer Körper vermag auf diese Weise die freie Kohlensäure zu zersetzen. Dagegen lässt sich aus der Kohlensäure in Salzen, z. B. im kohlensauren Natriumoxyd, durch Glühen desselben in Phosphorgas, schwarze, pulverförmige Kohle abscheiden, weil hierbei phosphorsaures Salz entsteht.

Das Kohlensäuregas ist in Wasser löslich; bei gewöhnlichem Druck und gewöhnlicher Temperatur nimmt 1 Maass Wasser 1 Maass Gas auf. Unter höherem Druck ändert sich das Volum-Verhältniss nicht; da aber die Dichtigkeit des Kohlensäuregases proportional dem Druck zunimmt, so wird ein unter höherem Druck gesättigtes Wasser ein diesem Druck proportionales, grösseres Gewicht Kohlensäure enthalten. Das mit Kohlensäure gesättigte Wasser hat einen schwach säuerlichen Geschmack, röthet Lackmuspapier, und verliert wieder beim Stehen an der Luft oder beim Kochen sein sämmtliches Gas. Alle moussirenden Mineralwasser (Säuerlinge), wie z. B. das Selterwasser, sind solche Auflösungen von Kohlensäure in Wasser, entstanden durch Zutreten von Kohlensäuregasquellen zu Wasserquellen. Man macht sie künstlich nach, indem man Wasser mit Kohlensäure sättigt, nachdem man in demselben alle die Salze aufgelöst hat, die in dem natürlichen gewöhnlich enthalten sind. Selbst gewöhnliches Quell- und Brunnenwasser enthalten stets mehr oder weniger Kohlensäure aufgelöst. Auflösungen von Kohlensäure sind ferner alle gegohrenen mou-

ssirenden Weine und Biere, und das Schäumen derselben beruht auf dem Entweichen eines Theiles der in ihnen enthaltenen Kohlensäure, die bei der Gährung aus dem Zucker gebildet wurde.

Wegen seiner Schwere erhält sich das Kohlensäuregas in verschlossenen Räumen lange am Boden und kann sich in Höhlen, Brunnen und in den Kellern, worin Gährungen im Grossen stattfinden, in solcher Menge ansammeln, dass es Erstickung bewirkt.

Die Kohlensäure trübt das Kalkwasser und schlägt daraus pulverförmigen kohlensauren Kalk nieder, wodurch sie sich von anderen Gasen unterscheiden lässt.

Die Kohlensäure ist eine der schwächsten Säuren und wird von den meisten übrigen aus ihren Verbindungen ausgetrieben. Weil sie in freiem Zustande gasförmig ist, so verursacht ihr Entweichen, wenn es in Berührung mit einer Flüssigkeit stattfindet, immer ein Aufbrausen.

Die Kohlensäure besteht aus:

	Aeq.	Volum.	Proc.
Kohlenstoff	1	= 1	27,27
Sauerstoff	2	= 2	72,73

$\ddot{C} = 22 = 2 \text{ Vol. } 100,00.$

. 2. Kohlenoxyd.

$\dot{C} = 14.$

Darstellung. Indem man der Kohlensäure die Hälfte ihres Sauerstoffs entzieht, z. B. durch Glühen von Kohle in Kohlensäure, wobei 1 Maass Kohlensäuregas 2 Maass Kohlenoxydgas giebt. Ferner durch Glühen von Kreide mit Kohle. — Am leichtesten erhält man es durch Zersetzung der Oxalsäure mit Schwefelsäure, wobei es durch Kalkhydrat vom Kohlensäuregas zu trennen ist.

Eigenschaften. Farbloses, geruchloses, in Wasser fast unlösliches, nicht condensirbares Gas von 0,967 spec. Gewicht; entzündlich und mit hellblauer Flamme zu Kohlensäure verbrennend. 1 Volumen Kohlenoxydgas nimmt

dabei $\frac{1}{2}$ Vol. Sauerstoffgas auf und giebt 1 Vol. Kohlen-
säuregas; das Kohlenoxydgas besteht also aus

	Aeq.	Vol.	Proc.
Kohlenstoff . .	1	= 1	42,857
Sauerstoff . .	1	= 1	57,143

$$\text{C} = 14 \quad = 2 \text{ Vol. } 100,000.$$

Das Kohlenoxydgas bildet sich stets beim Verbrennen
höherer Kohlenschichten, und bildet die über denselben er-
scheinende schwache, bläuliche Flamme. Es scheint beim
Einathmen giftig zu wirken.

3. Oxalsäure.

$$\text{C} = 36.$$

Vorkommen. In vielen Pflanzen, besonders in dem
sauren Saft des Sauerklee's (*Oxalis acetosella*) an Kali ge-
bunden als Kleesalz, daher auch der Name Kleesäure.

Darstellung. Da die Oxalsäure durch Einwirkung
von Salpetersäure auf sehr viele Pflanzenstoffe gebildet wird,
so kann man sie, ausser durch Abscheidung aus dem Klee-
salz, besonders vortheilhaft auch durch Kochen von 1 Theil
Zucker oder Stärke mit 8 Theilen Salpetersäure von 1,38
spee. Gewicht erhalten, wobei Kohlensäure und salpetrige
Säure weggehen, und Oxalsäure aus der erkaltenden oder
nachher durch Abdampfen concentrirten Flüssigkeit heraus-
krystallisirt.

Eigenschaften. Farblose klare Krystalle des mono-
klinen Systems, von sehr saurem Geschmack, in gelinder
Wärme zu Mehl zerfallend, indem sie 2 Atome Krystallwas-
ser verlieren; die so entwässerte Säure ist $\text{HO}, \text{C}^2\text{O}^3$; im
wasserfreien Zustand kennt man sie nicht. In 8 Th. kal-
ten Wassers löslich. Die verwitterte Säure sublimirt sich
bei 150° unzersetzt in Krystallen; ihr Dampf reizt stark
zum Husten. In einer Retorte erhitzt, schmilzt die kry-
stallisirte bei $+ 98^\circ$, und zersetzt sich bei $+ 155^\circ$ unter
Aufkochen vollständig in eine Auflösung von Ameisensäure
in Wasser, und in ein Gemenge von Kohlensäure- und Koh-
lenoxydgas.

Mit rauchender Schwefelsäure übergossen, wird die zerfallene Oxalsäure, durch Wasser-Entziehung, in ein Gasgemenge aus gleichen Volumen Kohlensäure und Kohlenoxyd zersetzt. Mit Mangansuperoxyd bildet sie weisses oxalsaures Manganoxydul und Kohlensäuregas. Oxalsaurer Kalk, welcher aus den Kalksalzen durch freie Oxalsäure als weisses, unlösliches Pulver gefällt wird, verwandelt sich beim gelinden Glühen in kohlen sauren Kalk und Kohlenoxydgas.

X. Borsäure.

$$\text{B} = 34,9.$$

Vorkommen. Nur sparsam; frei in den Dämpfen einiger Vulkane und in heissen Quellen; an Basen gebunden im Borax und einigen seltner vorkommenden Mineralien.

Darstellung. Man reinigt die käufliche, aus den heissen Quellen in Toscana gewonnene, durch Umkrystallisiren aus siedend heisser, sehr verdünnter Schwefelsäure; oder man vermischt eine siedendheiss gesättigte Lösung von borsau rem Natron (Borax) mit überschüssiger Chlorwasserstoffsäure und lässt erkalten, worauf die Borsäure auskrystallisirt. Durch Umkrystallisiren wird sie gereinigt.

Eigenschaften. Farblose, glänzende, schuppige Krystalle, von schwachem Geschmack, in Wasser schwer löslich. Beim Erhitzen schmilzt sie und bläht sich stark auf, indem sie 43,6 Procent oder 3 Atome chemisch gebundenes Wasser verliert. Die wasserfreie Säure schmilzt erst bei Glühhitze und erstarrt zu einem amorphen, klaren Glas. Erst in sehr hoher Temperatur wird sie gasförmig; aber die wasserhaltige Säure verflüchtigt sich schon mit den Dämpfen von siedendem Wasser. Ihre Auflösung in Weingeist brennt mit grüner Flamme. Sie röthet schwach Lackmuspapier; Curcumapapier wird dadurch braun. Selbst Spuren von borsau ren Salzen, versetzt mit Salzsäure, verrathen sich durch diese Bräunung beim Trocknen des Papiers.

Sie ist eine der schwächsten Säuren. In der Glühhitze

aber vermag sie selbst starke Säuren auszutreiben und fast alle basischen Oxyde aufzulösen.

XI. Säuren und Oxyde des Siliciums.

1. K i e s e l s ä u r e.

$$\ddot{\text{Si}} = 45.$$

Vorkommen. Sie macht einen der Hauptbestandtheil der festen Masse unserer Erde aus und kommt theils in Verbindung mit Basen, theils für sich als Quarz, Sand, Sandstein, Chalcedon, Feuerstein, Opal, und krystallisirt als Bergkrystall vor. Sie ist selbst ein wesentlicher Bestandtheil von Organismen, z. B. der Infusorien, der Epidermis der Gräser, der Federfahne, und findet sich in der Asche aller Pflanzen.

Eigenschaften. Krystallisirt bildet die Kieselsäure hexagonale Prismen mit hexagonalen Endpyramiden oft von sehr bedeutender Grösse (Bergkrystall). Die Krystalle sind durchsichtig, farblos, zuweilen zufällig gefärbt (z. B. der Rauchtöpas), sehr hart und von 2,6 spec. Gewicht. Quarz und Sand bestehen aus derber, nur durchscheinender Kieselsäure; Chalcedon, Achat, Feuerstein und Opal aus amorpher Kieselsäure mit variirendem kleinen Wassergehalt. Die aus Verbindungen abgeschiedene, künstlich dargestellte ist ein weisses, sich rauh anfühlendes, geschmackloses Pulver. Nur im Sauerstoffgasgebläse zum klaren, harten, amorphen Glase schmelzbar, welches nur 2,2 spec. Gew. hat. Nach dem Glühen in Wasser und allen Säuren, die Flusssäure ausgenommen, vollkommen unlöslich.

Sie besteht aus:

	Aeq.	Proc.
Silicium	1	47,02
Sauerstoff	3	52,98
	Si O ³ 45 *)	100,00.

*) Es ist unentschieden, ob die Kieselsäure 3 oder nur 2 Atome Sauerstoff enthält. In letzterem Fall ist ihr Atom $\text{SiO}_2 = 30$, also das des Siliciums 14.

Die Kieselsäure ist eine nur schwache Säure, die sich mit den schwächeren Basen nur in hoher Temperatur verbindet. In Verbindung mit Basen bildet sie eine sehr grosse Klasse von Mineralien, die Silicate, z. B. die vielen Arten von Feldspath, Glimmer, Hornblende, Granat etc. In diesen Silicaten scheint die Kieselsäure in zweierlei Zuständen enthalten zu sein, da viele selbst durch die stärksten Säuren nicht zersetzt werden, wozu auch das ähnlich zusammengesetzte Glas und Porzellan gehören. Aus den durch Säuren zersetzbaren abgeschieden, z. B. aus gewissen Mineralien oder aus dem durch Schmelzen von 6 Th. kohlensaurem Natron und 5 Th. gepulvertem Quarz oder Sand gebildeten Silicat, bildet die Kieselsäure, gleich der aus Chlor-, Fluor- und Schwefel-Kiesel durch Wasser-Zersetzung entstandenen, nicht ein Pulver, sondern eine dicke, aufgequollene, durchscheinende Gallerte, die zu einer opalähnlichen, amorphen Masse eintrocknet, und in diesem Zustande sowohl in Säuren, als auch in reinem Wasser in bedeutender Menge löslich ist. Hieraus ihr Vorkommen in Quellwassern, besonders in den heissen Quellen auf Island, und die Bildung des Kieselsinters in denselben erklärlich. Sobald sie aber ausgetrocknet und erhitzt worden ist, hat sie diese Löslichkeit vollständig verloren.

2. K i e s e l o x y d.

$$\text{Si} = 66.$$

Bildung und Eigenschaften. Es entsteht bei der Zersetzung des Kieselchlorürs (S. 53) mit Wasser. Es ist nur als Hydrat, $\text{Si}^2\text{O}^3 + 2\text{HO}$, bekannt. Es ist weiss, amorph, sehr leicht und wird von Alkalien, selbst Ammoniak, unter lebhafter Entwicklung von Wasserstoffgas zu Kieselsäure aufgelöst. An der Luft erhitzt, entzündet es sich und verbrennt mit schwacher Flamme. Ohne Luftzutritt erhitzt, entwickelt es Kieselwasserstoffgas, das sich aber dabei gleichzeitig zersetzt in Wasserstoffgas und amorphes Silicium, welches die zurückbleibende Kieselsäure hell braun färbt.

Ein tief schwefelgelbes Kieseloxyd von noch unbekann-

ter Zusammensetzung entsteht bei Auflösung von Kieselcalcium in Chlorwasserstoffsäure. Beim gelinden Erhitzen an der Luft verbrennt es mit leuchtender Flamme, beim Erhitzen ohne Luftzutritt entwickelt es selbstentzündliches Kieselwasserstoffgas mit Hinterlassung von Kieselsäure, dunkelbraun gefärbt durch amorphes Silicium. Von Alkalien wird es unter sehr heftiger Wasserstoffentwicklung zu Kieselsäure aufgelöst.

XII. Säuren des Cyans.

1. C y a n s ä u r e.

$$\text{Cy} = 34.$$

Bildung. Die Cyansäure kann nicht unmittelbar aus Cyan und Sauerstoff zusammengesetzt werden, sie bildet sich aber auf ganz ähnliche Weise wie die unterchlorige Säure, indem man nämlich Cyangas in eine Auflösung einer starken Basis, z. B. Kali, leitet, wodurch cyansaures Kali und Cyankalium entstehen. Sie bildet sich ferner durch Glühen von Kali in Cyangas, wodurch dieselben Producte erhalten werden. Ferner durch Schmelzen von Cyankalium an der Luft oder mit Bleioxyd, welches letztere dabei zu Metall reducirt wird, oder durch Glühen von Cyaneisenkalium mit Mangansuperoxyd (siehe Kalium), oder endlich durch Zusammenschmelzen von Stickstoffbor oder Stickstoffkiesel mit kohlensaurem Kali, welche dabei gerade auf in borsaures oder kieselsaures und cyansaures Salz verwandelt werden.

Aus ihren Salzen kann die Cyansäure nicht durch Zersetzung mit anderen stärkeren Säuren dargestellt werden, weil sie sich in dem Augenblick des Freiwerdens mit dem gegenwärtigen Wasser in Kohlensäure und Ammoniak, NH_3 , zersetzt, welche erstere unter Aufbrausen entweicht, während letzteres mit der zugesetzten Säure verbunden bleibt. Man erhält sie aber isolirt durch Destillation der Cyanursäure.

Eigenschaften. Nur in wasserhaltigem Zustande bekannt. Farblose, durchdringend und stechend sauer rie-

chende Flüssigkeit. Erzeugt augenblicklich auf der Haut schmerzhaftes Blasen. Nur unter 0° beständig; sobald sie die gewöhnliche Lufttemperatur annimmt, verwandelt sie sich, unter freiwilliger Erhitzung und explosionsartigem Aufkochen, in eine weisse, feste, geschmack- und geruchlose Masse, die mit wasserhaltiger Cyansäure isomerisch ist und in höherer Temperatur wieder in diese zurückverwandelt wird. — Mit Wasser zersetzt sich die Cyansäure unter heftigem Aufbrausen in Kohlensäuregas und kohlensaures Ammoniak.

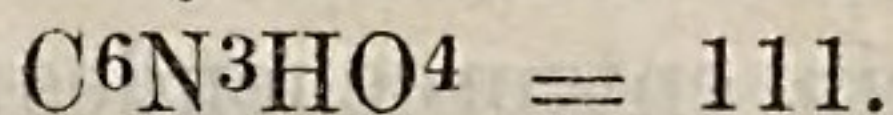
Die Cyansäure besteht aus:

	Aeq.	Proc.	
Kohlenstoff	2 . .	35,3	} = 76,5 Cyan
Stickstoff	1 . .	41,2	
Sauerstoff	1 . .	23,5	

$$\text{Cy} = 34 \quad . \quad . \quad 100,0.$$

Die oben beschriebene wasserhaltige Cyansäure enthält 1 Atom Wasser. Die Bestandtheile von 2 Atomen Wasser hinzugerechnet, giebt die Zusammensetzung von 1 Atom Ammoniak, NH_3 , und 2 Atomen Kohlensäure. Die Cyansäure ist einbasisch.

2. Cyanursäure.



Bildung. Durch Erhitzen von Wasser mit festem Cyanchlorid, $\text{C}_6\text{N}_3\text{Cl}_3$ (S. 50), welches sich dabei in Chlorwasserstoff und Cyanursäure verwandelt. Ihre leichtere Darstellungsweise aus Harnstoff siehe unter Ammoniak.

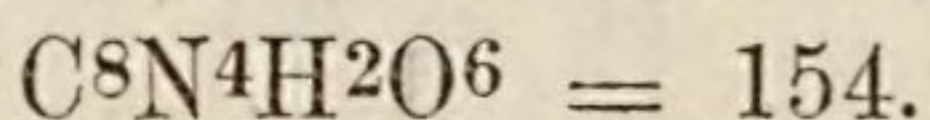
Eigenschaften. Farblose, rhombische Prismen von schwach saurem Geschmack, in kaltem Wasser sehr schwer löslich. Verwittert in der Wärme unter Verlust von 21,8 Procent oder 4 At. Wasser.

Es ist nicht mit Gewissheit ausgemacht, ob die Cyanursäure eine zweibasische oder eine dreibasische Säure ist. Ist sie eine zweibasische, so ist die verwitterte Säure $\text{C}_6\text{N}_3\text{H}_3\text{O}_6$, das heisst $2\text{HO} \cdot \text{C}_6\text{N}_3\text{HO}_4$. In ihren neutralen Salzen sind dann die 2 Wasseratome durch 2 At. Basen vertretbar, in

den sauren nur das eine durch 1 At. Base. Ist sie eine dreibasische Säure, so entspricht sie in der Zusammensetzung vollkommen dem festen Cyanchlorid, $C^6N^3Cl^3$, und die verwiterte Säure ist dann $3HO.C^6N^3O^3$. Die neutralen Salze, nach der ersten Ansicht, enthalten dann als drittes Basenatom 1 Atom Wasser.

Die verwiterte Säure ist polymer mit wasserhaltiger Cyansäure. In höherer Temperatur setzt sie sich gerade auf in diese um, — die Art wie man diese darstellt. Beim Erhitzen verwandeln sich ihre Salze in cyansaure Salze und in wasserhaltige Cyansäure.

3. Knallsäure. *)



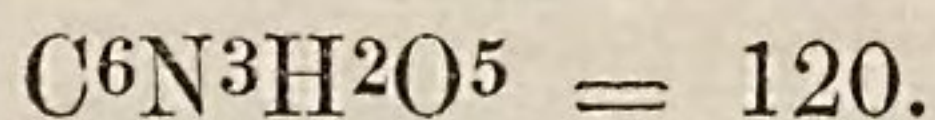
Bildung. Wenn der Dampf von salpetriger Säure in eine Lösung von salpetersaurem Silberoxyd in Alkohol, $C^4H^6O^2$, geleitet wird, so entsteht unter wechselseitiger Zersetzung dieser Verbindungen ein schwer lösliches, in farblosen Prismen sich ausscheidendes Silbersalz, ausgezeichnet durch die Eigenschaft, beim Erwärmen oder durch schwachen Druck mit furchtbarer Gewalt zu explodiren. Es wird auch durch Erwärmen eines Gemisches von salpetersaurem Silberoxyd, Alkohol und Salpetersäure gebildet. Auf gleiche Weise entsteht ein entsprechendes, durch seine explosive Eigenschaft ebenfalls äusserst gefährliches Quecksilbersalz. Die in diesen Salzen enthaltene Säure konnte bis jetzt nicht isolirt erhalten werden, weil sie, getrennt von den Basen, sogleich in andere Produkte zerfällt.

Das Atom dieser Säure ist aus dreierlei Verbindungen zusammengesetzt. Es enthält 2 Atome Cyansäure, verbunden mit einem aus $C^4NH^2\ddot{N}$ zusammengesetzten Körper. In dem letzteren können die 2 Wasserstoffatome durch 2 Atome Metall ersetzt werden. Sie ist eine zweibasische

*) Diese Säure gehört noch viel mehr als die beiden vorhergehenden in das Gebiet der organischen Chemie, indessen kann sie wegen der Beziehungen, in denen sie zu jenen steht, auch schon hier abgehandelt werden.

Säure; ihre neutralen Salze sind nach der Formel des Silbersalzes, $\text{Ag}^2\text{C}^4\text{N}^2\text{O}^2 + \text{C}^4\text{N}\text{Ag}^2\ddot{\text{N}}$, zusammengesetzt. Stärkere Basen scheiden aus ihnen nur die Hälfte des Metalls als Oxyd aus, indem an die Stelle desselben 2 Atome der anderen Base treten. Eben so scheidet Chlornatrium aus dem Silbersalz nur die Hälfte des Silbers als Chlorsilber aus. Die so entstehenden anderen Salze sind alle explosiv; die Untersalpetersäure, NO^4 , in diesen Verbindungen ist die Ursache ihrer explosiven Eigenschaft. Im wasserhaltigen Zustande, $\text{H}^2 + \text{C}^8\text{N}^4\text{H}^2\text{O}^6$, gedacht, ist sie zufällig isomer mit wasserhaltiger Cyansäure.

4. Fulminursäure.



Bildung. Durch längeres Kochen von knallsaurem Quecksilberoxyd mit einer Lösung von Chlorkalium. Unter Aufnahme der Elemente von 2 Atomen Wasser theilt sich die Knallsäure in 1 At. Cyansäure und 1 At. Fulminursäure, die mit dem 1 At. des entstehenden Kali's in Verbindung tritt, während 2 At. Quecksilberchlorid gebildet und 2 At. Quecksilberoxyd ausgeschieden werden. Das entstehende cyansaure Kali verwandelt sich mit Wasser in kohlensaures Kali und kohlensaures Ammoniak. Aus der Flüssigkeit krystallisirt das fulminursaure Kali in glänzenden Prismen.

Die isolirte Fulminursäure, $\text{H} + \text{C}^6\text{N}^3\text{H}^2\text{O}^5$, bildet leicht lösliche, farblose Prismen von saurem Geschmack. Beim Erhitzen verpufft sie schwach, eben so ihre Salze. Sie ist isomer mit wasserhaltiger Cyanursäure. Sie ist zu betrachten als $\text{H} + \text{C}^2\text{NO} + \text{C}^4\text{H}^2\text{N}\ddot{\text{N}}$.

II. Sulfide.

Sulfide nennt man solche Schwefelverbindungen, welche sich analog den Sauerstoffsäuren verhalten und sich mit basischen Schwefelmetallen, d. h. mit den Schwefelverbindun-

gen derjenigen Metalle vereinigen können, deren entsprechende Oxyde Basen sind. Unter den Metalloiden sind es hauptsächlich Wasserstoff, Kohlenstoff, Phosphor, Arsenik und Antimon, von denen bis jetzt Sulfide genau bekannt sind. Bei den Metallen sind in der Regel alle diejenigen Schwefelverbindungen Sulfide, die den Sauerstoffsäuren derselben Metalle proportional zusammengesetzt sind.

In ihren Verbindungen mit den basischen Schwefelmetallen befolgen die Sulfide dieselben Gesetze, wie die Sauerstoffsäuren.

1. Wasserstoffsulfid (Schwefelwasserstoff).

HS.

Bildung. Die Vereinigung zwischen Schwefel und Wasserstoff lässt sich nicht auf unmittelbarem Wege bewerkstelligen; sie geht aber leicht dadurch vor sich, dass beide Körper in dem Augenblick, wo sie aus anderen Verbindungen frei werden, mit einander in Berührung kommen; namentlich wenn die Schwefelverbindung eines wasserzersetzenden Metalles Wasser zersetzt, z. B. bei der Auflösung von Schwefeleisen in verdünnter Schwefelsäure*).

Eigenschaften. Das Wasserstoffsulfid ist ein farbloses Gas, ausgezeichnet durch einen höchst stinkenden, faulen Eiern ähnlichen Geruch; beim Einathmen wirkt es giftig, es ist brennbar und lässt sich schon durch glimmende Kohle entflammen; blankes Silber und Kupfer werden dadurch geschwärzt. Spec. Gewicht 1,177. Durch einen Druck von 15 Atmosphären bei $+10^{\circ}$ wird es zu einer farblosen, sehr dünnen Flüssigkeit condensirt, die bei -85° krystallisirt und bei Aufhebung des Drucks unter momentaner Explosion wieder gasförmig wird.

Wasser absorbirt, je nach der Temperatur, 2 bis 3 Maass Schwefelwasserstoffgas, und erhält dadurch seinen Geruch und einen bitteren Geschmack. Durch Einwirkung

*) Das Einfach-Schwefeleisen hierzu wird durch Erhitzen von 2 Gewichtstheilen Schwefelpulver mit 3 Th. Eisenfeilspäne erhalten.

der Luft wird es milchig von abgesetztem Schwefel. Ebenso wirken salpetrige und schweflige Säure, Chlor, Brom und Jod. Durch Kochen entweicht wieder der ganze Gasgehalt. Die sogenannten Schwefelwasser oder hepatischen Mineralwasser sind natürlich vorkommende Auflösungen von Schwefelwasserstoff in Wasser.

Metalle, z. B. Zinn, in Schwefelwasserstoffgas geschmolzen, entziehen ihm den ganzen Schwefelgehalt, mit Zurücklassung eines unveränderten Volumens reinen Wasserstoffgases.

Das Wasserstoffsulfid besteht aus:

	Aeq.	Proc.	Vol.
Wasserstoff	1 . . .	5,88 . . .	2
Schwefel	1 . . .	94,12 . . .	1
HS*) = 17		100,0	2.

Mit den meisten Metalloxyden zersetzt es sich und bildet damit Wasser und Schwefelmetalle. Mit den auf solche Weise entstehenden Schwefelverbindungen der Alkalimetalle verbindet es sich, und bildet damit Salze, worin Basis und Sulfid gleiche Mengen Schwefel enthalten.

Da viele der durch Schwefelwasserstoff gebildeten Schwefelmetalle in Wasser unauflöslich und eigenthümlich gefärbt sind, so bietet dieses Gas eins der wichtigsten Mittel zur Erkennung und Scheidung der Metalle dar.

Wasserstoffbisulfuret, HS². Zersetzt man eine Auflösung vom höchsten Schwefelcalcium (erhalten durch Kochen von Schwefel mit gelöschtem Kalk und Wasser) durch Zumischung zu Chlorwasserstoffsäure, so scheidet sich ein zu Boden sinkender, gelber, ölförmiger Körper ab, der eine Verbindung von Wasserstoff mit doppelt so viel Schwefel ist, als das Wasserstoffsulfid enthält. Er enthält ausserdem überschüssigen Schwefel aufgelöst. Selbst in verschlossenen Gefässen zersetzt es sich bald in krystallisirenden Schwefel und in Schwefelwasserstoffgas, welches dabei durch seinen eigenen Druck liquid wird.

*) Oder H', indem ein Komma über einem Atomzeichen ein Schwefelatom bedeutet.

2. Kohlensulfid (Schwefelkohlenstoff).

CS₂.

Bildung. Entsteht nicht bei dem Siedepunkt des Schwefels, also nicht, wenn man Schwefel und Kohle zusammen destillirt; entsteht aber bei Glühhitze, wenn man Schwefel in Gasform über glühende Kohle leitet.

Eigenschaften. Farblose, sehr dünne, stark lichtbrechende Flüssigkeit, von eigenthümlichem Geruch; von 1,272 spec. Gewicht bei + 15°, also in Wasser untersinkend, darin unlöslich. Sehr flüchtig, siedet schon bei +48°. Leicht entzündlich, mit blauer Flamme und sehr starker Wärme-Entwicklung zu Kohlensäure und schwefliger Säure verbrennend. In Gasform mit Stickoxydgas gemengt und angezündet, verbrennt es mit Explosion und weisser Flamme. Noch heftiger explodirt ein Gemenge von Schwefelkohlenstoffgas und Sauerstoffgas.

Metalle, in seinem Gas geglüht, verwandeln sich in Schwefelmetalle, gemengt mit Kohle.

Das Kohlensulfid ist die einzige bekannte Verbindung zwischen Kohlenstoff und Schwefel; es hat eine analoge Zusammensetzung wie die Kohlensäure und besteht aus:

	Aeq.	Proc.
Kohlenstoff . . .	1 . .	15,79
Schwefel . . .	2 . .	84,21
CS ₂ = 38		100,00.

In seinen Salzen enthält die Basis halb so viel Schwefel, als das Sulfid.

Mit den starken Sauerstoffbasen zersetzt es sich theilweise unter gleichzeitiger Bildung eines kohlensauren und eines Kohlensulfidsalzes. Durch Chlor wird es bei Glühhitze in Chlorschwefel und Chlorkohlenstoff, CCl₂, verwandelt. Jod ist darin mit schön violetter Farbe löslich.

Der Schwefelkohlenstoff ist ein Auflösungsmittel für den Schwefel, woraus dieser in regelmässigen Rhombenoctaëdern zu erhalten ist.

3. P h o s p h o r s u l f i d e.

Der Phosphor bildet mit dem Schwefel 4 bestimmte Verbindungen, von denen 3 seinen 3 Sauerstoffsäuren analog zusammengesetzt sind und die Eigenschaften von Sulfiden haben.

Das *Phosphorsulfuret*, P^2S , ist selbst noch bei 0° ein farbloses, an der Luft rauchendes Liquidum. Es entsteht unmittelbar, wenn man unter Wasser ein Stück Phosphor auf einem Stück Schwefel liegen lässt.

Das *unterphosphorige Sulfid*, PS , ist ein dem vorigen sehr ähnliches, ebenfalls sehr leicht entzündliches Liquidum. Entsteht durch Zusammenschmelzen von Phosphor und Schwefel in obigem Aequivalentverhältnisse unter Wasser bei sehr gelinder Wärme. Beide Verbindungen können in einem festen rothen Zustand erhalten werden, in welchem sie den Phosphor in seiner rothen Form zu enthalten scheinen.

Das *phosphorige Sulfid*, PS^3 , ist ein blassgelber, leicht schmelzbarer und sublimirbarer krystallinischer Körper.

Das *Phosphorsulfid*, PS^5 , ist dem vorigen sehr ähnlich. Es entsteht unter äusserst heftiger Feuer-Erscheinung und gefährlicher Explosion, wenn farbloser Phosphor und Schwefel über 100° zusammen erhitzt werden. Minder heftig ist die Einwirkung bei Anwendung von rothem Phosphor in einer Atmosphäre von Kohlensäuregas, auf welche Weise auch PS^3 zu erhalten ist. Beide Sulfide sind in Schwefel-Kohlenstoff löslich.

4. A r s e n i k s u l f i d e.

1. *Arseniksulfid*, $\overset{'''}{As}$, oder das der Arseniksäure entsprechende Schwefelarsenik, entsteht durch Sättigung einer Lösung von arseniksaurem Kali, $3KO, AsO^5$, mit Schwefelwasserstoff und Zersetzung des gebildeten Schwefelsalzes, $3KS, AsS^5$, durch verdünnte Schwefelsäure. Es ist ein, dem folgenden ähnliches, aber blasser gelbes Pulver. Giebt beim Schmelzen mit kohlensaurem Natron kein Sublimat von Arsenik. Durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in freie

Arseniksäure erhält man einen Niederschlag gemengt aus $2S$ und $3AsS_3$.

2. *Arseniges Sulfid*, As_2S_3 , gelbes Schwefelarsenik (Auripigment, Operment, Rauschgelb). Das natürliche bildet blättrige, sehr spaltbare, glänzende, durchscheinende Massen von schön gelber Farbe. Wird im Grossen erhalten durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit arseniger Säure, enthält aber dann stets von letzterer eingeschmolzen. Rein erhält man es durch Fällung einer mit Chlorwasserstoffsäure vermischten Auflösung von arseniger Säure in Wasser durch Schwefelwasserstoff. Ohne Säurezusatz färbt sich die Lösung gelb, anfangs ohne Niederschlag. Es ist ein schön citrongelbes Pulver. Beim Erhitzen schmilzt es zu einem gelbrothen Liquidum, welches zu einem gelbrothen, amorphen klaren Glase erstarrt und sich überdestilliren lässt. Verbrennt, gleich dem vorhergehenden, beim Erhitzen an der Luft mit Flamme. Giebt beim Erhitzen mit Cyankalium und kohlensaurem Natron oder mit diesem und Kohle ein Sublimat von metallglänzendem Arsenik. Mit kohlensaurem Natron allein erhitzt, wird nur ein Theil des Arseniks reducirt.

3. *Unterarseniges Sulfid*, As_2S_4 , rothes Schwefelarsenik (Realgar). Findet sich als Mineral krystallisirt in gelbrothen, durchsichtigen Krystallen des monoklinen Systems. Das aus den Bestandtheilen in dem richtigen Verhältniss durch Zusammenschmelzen künstlich dargestellte bildet eine dunkelrothe, leicht schmelzbare, beim Erstarren krystallisirende Masse; das im Grossen durch Destillation von Schwefelkies mit Arsenikkies bereitete ist dunkelroth, amorph, mit glasigem, muschligem Bruch. Erhitzt sich mit Chlorschwefel und destillirt als Arsenikchlorür über unter Abscheidung des Schwefels. Wird als Farbe und zur Mischung des Weissfeuers (für Feuerwerke und Signalf Feuer) gebraucht.

Die drei Arseniksulfide sind leicht löslich in den Lösungen sowohl der Schwefel- als der starken Sauerstoffbasen, in letzterem Falle unter gleichzeitiger Bildung von Sauerstoff-Salz. Durch Säuren werden sie wieder gefällt.

5. A n t i m o n s u l f i d e.

1. *Antimonsulfid*, Sb , (Goldschwefel oder Sulphur auratum der Pharmacie). Es wird am besten hervorgebracht durch Zusammenschmelzen des folgenden mit Schwefel und einer Schwefelbase, mit welcher es dann verbunden bleibt (s. Natrium-Sulfantimoniat). Durch eine Säure aus der Auflösung dieses Schwefelsalzes 3NaS , SbS_5 , gefällt, bildet es ein pomeranzengelbes Pulver. Beim Erhitzen zerfällt es in Schwefel und antimoniges Sulfid.

2. *Antimoniges Sulfid*, Sb . Es bildet das als Mineral vorkommende *Grauspiessglanzerz* und das daraus ausgeschmolzene *rohe Spiessglanz* (Antimonium crudum). Es kann durch unmittelbare Zusammenschmelzung der Bestandtheile erhalten werden. Bleigraue, stark glänzende rhombische Krystalle oder grossstrahlig krystallinische Masse, von 4,6 spec. Gewicht, Leiter der Electricität; spröde, leicht schmelzbar, in stärkerer Hitze flüchtig. Verliert beim Schmelzen in Wasserstoffgas allen Schwefel. Wird von concentrirter heisser Chlorwasserstoffsäure, unter Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas, zu Antimonchlorür aufgelöst.

Im amorphen Zustande ist dieses Sulfid ein gelbrothes Pulver, welches beim Erhitzen krystallinisch und dabei schwarz wird. Es entsteht als ein lebhaft gelbrother Niederschlag durch Zersetzung des Antimonchlorürs, SbCl_3 , oder der antimonigen Säure mit Schwefelwasserstoffgas. Ferner als dunkelbraune, amorphe Masse bei plötzlicher Abkühlung von schmelzendem Schwefelantimon. In diesem Zustande hat es 4,2 spec. Gewicht und leitet die Electricität nicht.

Das antimonige Sulfid lässt sich mit der antimonigen Säure zusammenschmelzen. Eine Masse der Art, bekannt unter dem Namen *Spiessglanzglas*, erhält man durch unvollständiges Rösten von Schwefelantimon und nachheriges Zusammenschmelzen der oxydirten Masse. Es ist eine dunkelroth durchscheinende, glasige Substanz. Das *Rothspiess-*

glanzerz, ein in rothen Prismen vorkommendes Mineral, besteht aus $\text{SbO}_3 + 2\text{SbS}_3$.

Der *Kermes* der Pharmacie ist im Wesentlichen ein Gemenge von amorphem Schwefelantimon mit Antimon-oxyd (s. Kalium).

Selen und *Tellur* bilden, analog dem Schwefel, *Selenide* und *Telluride*, die sich mit basischen Selen- und Tellur-Metallen verbinden. Bis jetzt sind nur das Wasserstoffselenid und das Wasserstofftellurid näher bekannt. Beide sind farblose, dem Wasserstoffsulfid selbst im Geruch sehr ähnliche, höchst giftige Gase. Sie werden auf ähnliche Weise erhalten wie letzteres. Sie sind in Wasser löslich; an der Luft scheiden sich aus dieser Lösung Selen und Tellur, ersteres als rothes, letzteres als graues Pulver ab.

III. Wasserstoffsäuren.

Chlor, Brom, Jod und Fluor machen unter den einfachen Stoffen eine ganz eigene Gruppe von sehr ähnlichen Körpern aus. Obgleich zusammengesetzt, müssen auch Cyan und Rhodan, wegen ihres ähnlichen Verhaltens, dazu gerechnet werden.

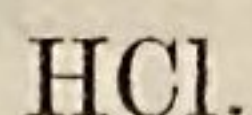
Diese Körper haben alle zu dem Wasserstoff grosse Affinität; die aus der Vereinigung mit demselben entspringenden Verbindungen sind durch dieselben Eigenschaften charakterisirt, wie die Sauerstoffsäuren, und würden durch ihren völlig gleichen Geschmack, ihre Wirkung auf Pflanzenfarben und ihr Verhalten zu den Basen von jenen nicht zu unterscheiden sein. Daher ihr Name *Wasserstoffsäuren*.

Allein mit den basischen Oxyden verbinden sie sich nicht wirklich, sondern sie zersetzen sich damit, und zwar stets auf eine solche Weise, dass der Wasserstoff der Säure mit dem Sauerstoff des Oxyds als Wasser austritt. So z. B. giebt Chlorwasserstoffsäure mit Natriumoxyd Wasser und Chlornatrium (Kochsalz).

In Beziehung auf diese Eigenschaft, mit den basenbildenden Metallen Verbindungen hervorzubringen, welche in ihren Eigenschaften von den Sauerstoffsalzen nicht unterschieden sind, also Salze zu bilden, welche keinen Sauerstoff enthalten, hat man die eben genannten Körper *Salzbilder* (Corpora halogenia), und ihre Verbindungen mit den basenbildenden Metallen *Haloidsalze* genannt.

Unter den Wasserstoffsäuren giebt es nicht, wie bei den Sauerstoffsäuren, mehrere Säurestufen von einem und demselben Radical. Jedes Radical bildet nur eine Wasserstoffsäure. Sie enthalten alle auf 1 Aequivalent Radical 1 Aequivalent Wasserstoff.

1. Chlorwasserstoffsäure.



Darstellung. Wie schon Seite 38 erwähnt wurde, ist die Chlorwasserstoffsäure ein Gas, welches durch unmittelbare Vereinigung gleicher Volumen seiner Elemente entstehen kann. Sie bildet sich ferner bei der wechselseitigen Zersetzung von Chlorverbindungen mit Wasser, z. B. von Chlorphosphor, oder bei der Zersetzung von Wasserstoffverbindungen durch Chlor. Gewöhnlich wird sie aus dem Kochsalz, einer Verbindung von Chlor mit dem Metalle Natrium, bereitet, und zwar dadurch, dass man es in einem Gasentwickelungs-Apparat mit concentrirter Schwefelsäure übergiesst. Der Wassergehalt der Schwefelsäure liefert hierbei dem Chlor im Salz den Wasserstoff, und das Salz wird in schwefelsaures Natriumoxyd (Glaubersalz) verwandelt. Das practischste Verhältniss ist, auf 5 Th. Kochsalz 9 Th. Schwefelsäure, verdünnt mit $\frac{1}{6}$ ihres Gewichts Wasser, anzuwenden. Das sich entwickelnde Gas wird über Quecksilber aufgefangen, wenn man es als Gas haben will, oder in kalt gehaltenes Wasser geleitet, wenn man flüssige Chlorwasserstoffsäure zu bereiten beabsichtigt.

Eigenschaften. Das Chlorwasserstoffsäuregas ist farblos, raucht stark an der Luft, besitzt einen sehr stechenden, erstickenden Geruch, und lässt sich unter einem

Druck von 40 Atmosphären bei $+ 10^{\circ}$ zu einer farblosen Flüssigkeit verdichten. Sein spec. Gewicht ist 1,264.

Das Chlorwasserstoffgas besteht aus:

	Proc.	Aeq.	Volum.
Chlor	97,26	1	2
Wasserstoff	2,74	1	2
	100,00	HCl = 36,5	4

Basische Metalloxyde in dieses Gas gebracht, absorbiren dasselbe vollständig, und es bildet sich Wasser und ein festes Chlormetall (Haloïdsalz). In einigen Fällen ist diese Vereinigung mit Feuer-Erscheinung verbunden. — Werden solche Metalle, die das Wasser zersetzen, in diesem Gase erhitzt, so zersetzen sie dasselbe, indem sie ihm das Chlor entziehen und $\frac{1}{2}$ Volumen reines Wasserstoffgas zurücklassen.

Flüssige Chlorwasserstoffsäure. Das Chlorwasserstoffsäuregas wird in grosser Menge und mit ausserordentlicher Schnelligkeit vom Wasser absorbirt. 1 Volumen Wasser kann bei 0° sein 500faches Volumen Gas aufnehmen, und diess geschieht unter starker Erhitzung. Die hierdurch entstehende Flüssigkeit ist höchst sauer und ätzend, und bekannt unter dem Namen *Salzsäure*. Sie ist für den Chemiker und für mehrere technische Endzwecke eine der wichtigsten Säuren, und wird in grosser Menge fabricirt.

Die reine und mit Gas völlig gesättigte Salzsäure ist farblos, raucht an der Luft, riecht sehr stechend, schmeckt höchst sauer und wirkt ätzend, hat 1,19 spec. Gewicht, siedet sehr leicht, unter Entwicklung von Chlorwasserstoffsäuregas, wobei sie also verdünnt wird, und sich ihr Siedepunkt erhöht, bis zu dem Punkt, wo das Wasser kein Gas mehr entweichen lässt und mit der Säure überdestillirt, was dann bei 110° stattfindet. Die so verdünnte Säure enthält 20 Proc. Chlorwasserstoff und raucht nicht an der Luft. Die im Handel vorkommende Säure ist durch verunreinigende Stoffe gewöhnlich gelb gefärbt.

Zu den basischen Metalloxyden und ihren Metallen verhält sich die flüssige Säure wie das Gas. Sie lösen sich

darin auf, wenn das sich bildende Chlormetall in Wasser löslich ist; die Oxyde ohne Gasentwicklung, die Metalle unter Entwicklung von Wasserstoffgas. Die Erscheinungen hierbei sind ganz dieselben, wie die Auflösung eines Oxyds oder Metalles in verdünnter Schwefelsäure, wiewohl der innere Vorgang ein anderer ist. Mit Superoxyden entwickelt sie Chlor.

Das *Königswasser*, welches vorzüglich zur Auflösung des Goldes und Platins, so wie überhaupt als Oxydationsmittel dient, ist ein Gemenge von 1 Th. Salpetersäure mit 4 Th. Chlorwasserstoffsäure, welches seine auflösende Eigenschaft dem darin frei werdenden Chlor verdankt und beim Erwärmen eine schon bei -7° siedende, dunkelgelbe, sehr oxydirend wirkende Verbindung von Chlor und Stickoxyd, $= \text{NO}^2\text{Cl}^2$, entwickelt.

2. Bromwasserstoffsäure.

HBr.

Bildung. Direct aus den Elementen nur bei hoher Temperatur. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Bromnatrium bildet sie sich zwar, zersetzt sich aber partiell mit Schwefelsäure in freies Brom, schweflige Säure und Wasser. Am leichtesten enthält man sie gasförmig, wenn man zu Phosphor, der mit nassem Glaspulver bedeckt ist, allmählig Bromdampf treten lässt, wobei der sich bildende Bromphosphor sich mit dem Wasser in phosphorige Säure und Bromwasserstoffsäure zersetzt. Auch erhält man sie durch gelindes Erwärmen eines Gemenges von Brom, Wasser und schwefligsaurem oder unterschwefligsaurem Natron.

Eigenschaften. Farbloses, an der Luft weisse, saure Nebel bildendes Gas von 2,798 spec. Gewicht. Wird in grosser Menge von Wasser absorbirt und bildet damit eine stark rauchende flüssige Säure. Diese erhält man am einfachsten durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in ein Gemenge vom Brom und Wasser, wobei der Schwefel ausgeschieden wird. Zu Basen und Metallen verhält sie sich vollkommen wie die Chlorwasserstoffsäure.

3. J o d w a s s e r s t o f f s ä u r e.

HJ.

Bildung. Nicht direct möglich. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Jodnatrium erhält man nur freies Jod und schweflige Säure. Man stellt die gasförmige Säure auf dieselbe Weise dar wie die Bromwasserstoffsäure, oder zweckmässiger dadurch, dass man rothen Phosphor mit einer schwachen Schicht Wasser übergiesst, Jod hinzufügt und gelinde erwärmt.

Eigenschaften. Farbloses Gas, bildet an der Luft dicke, saure Nebel. Spec. Gewicht 4,42. Enthält nur 0,78 Proc. Wasserstoff. Wird in grosser Menge von Wasser aufgenommen. Diese liquide Säure erhält man am leichtesten durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in ein Gemenge von Jod und Wasser. Sie wird an der Luft braun in Folge der Oxydation des Wasserstoffs und Ausscheidung des Jods, welches anfangs in noch unzersetzter Säure gelöst bleibt und sich später in sehr regelmässigen Krystallen abscheidet. Durch Chlor wird das Jod sogleich gefällt.

Jod- und Bromwasserstoffsäuregas vereinigen sich zu gleichen Volumen mit Phosphorwasserstoffgas zu festen, in farblosen Würfeln krystallisirenden, sehr flüchtigen Körpern, die sich mit Wasser augenblicklich in Phosphorwasserstoffgas und die Wasserstoffsäure zerlegen.

4. F l u o r w a s s e r s t o f f s ä u r e.

HF.

Darstellung. Durch Destillation von fein gepulvertem Flusspath (Fluorcalcium) mit einem Ueberschuss von concentrirter Schwefelsäure in einer Retorte von Platin oder Blei mit stark abgekühlter Vorlage. Das Fluorcalcium wird dabei in schwefelsaures Calciumoxyd (Gyps) umgeändert.

Eigenschaften. Die Fluorwasserstoffsäure (oder Flusssäure) ist eine farblose, rauchende, ätzendsaure, sehr flüchtige Flüssigkeit, von stechend saurem Geruch. Ihr spec. Gewicht ist 1,061, ihr Siedepunkt 15° . Sie zieht auf der

Haut schmerzhaft und gefährliche Blasen, und ihr Dampf wirkt beim Einathmen sehr nachtheilig. Mit Wasser ist sie nach allen Verhältnissen mischbar, erhitzt sich damit bis zum Sieden. Im ganz wasserfreien Zustand scheint sie noch bei -12° gasförmig zu sein. Zu Metallen und Oxyden verhält sie sich wie die anderen Wasserstoffsäuren. Auf Superoxyde ist sie ohne Wirkung.

Die Flusssäure ist vor allen anderen Säuren dadurch ausgezeichnet, dass sie in Glas ätzt, und das Glas, und selbst die reine Kieselsäure, unter starker Erhitzung auflöst, was in der grossen Affinität zwischen Fluor und Kiesel seinen Grund hat. Daher ihre Anwendung zum Aetzen von Schrift und Zeichnungen auf Glas und zur Analyse kiesel-säurehaltiger Mineralien, und daher die Nothwendigkeit, sie in Gefässen von Platin oder Cautschuck aufzubewahren.

1771 von Scheele entdeckt.

Kiesel-Fluorwasserstoffsäure, $3\text{HF} + 2\text{SiF}_3$.*) Wird Fluorkieselgas (S. 56) in Wasser geleitet, so zersetzt es sich mit demselben in sich abscheidende gallertförmige Kieselsäure und in Fluorwasserstoffsäure. Letztere aber tritt mit $\frac{1}{3}$ unzersetzten Fluorkiesels in Verbindung, und bildet damit eine schwach rauchende, sehr saure Flüssigkeit, die Kiesel-Fluorwasserstoffsäure. Sie bildet sich ebenfalls, wenn man Kieselsäure z. B. Bergkrystall, in nicht zu concentrirter Flusssäure auflöst.

Die Kieselfluorwasserstoffsäure zersetzt sich mit den basischen Oxyden auf die Weise, dass sich Wasser und Doppelsalze von Fluorkiesel mit Fluormetallen bilden, zusammengesetzt nach der Formel der Säure.

Borfluorwasserstoffsäure, $\text{HF} + \text{BF}_3$, entsteht, wenn Fluorborgas von Wasser absorbirt, oder wenn Borsäure in Fluorwasserstoffsäure aufgelöst wird. Saure Flüssigkeit, die sich zu Basen wie die vorhergehende Säure verhält und damit ähnliche Fluorbormetalle bildet.

*) $\text{HF} + \text{SiF}_2$ wenn das Atomgewicht des Siliciums $= 14$ ist.

5. C y a n w a s s e r s t o f f s ä u r e.

HCy.

Darstellung. Durch Destillation von Cyankalium mit verdünnter Schwefelsäure, oder von Cyanquecksilber mit Chlorwasserstoffsäure, oder durch Zersetzung von trockenem Cyanquecksilber mit Schwefelwasserstoffgas*).

Eigenschaften. Die Cyanwasserstoffsäure, bekannt unter dem älteren Namen *Blausäure*, ist eine wasserhelle Flüssigkeit, von eigenthümlichem, betäubendem, bittermandelartigem Geruch und Geschmack. Ihr spec. Gewicht ist 0,6967 bei $+ 18^{\circ}$; das spec. Gewicht ihres Gases wurde zu 0,9467 gefunden. Sie siedet schon bei $+ 26^{\circ},5$. Bei $- 15^{\circ}$ erstarrt sie krystallinisch. Mit Wasser nach allen Verhältnissen mischbar. Sie ist ein ganz augenblicklich tödtendes Gift.

Diese Säure zersetzt sich in kurzer Zeit von selbst, unter freiwilliger Erhitzung und Zertrümmerung der Gefässe und verwandelt sich in eine dunkelbraune Substanz und andere Producte. Die geringste Beimischung einer andern Säure verhindert diese Zersetzung. Ihr Dampf ist entzündlich und verbrennt mit purpurrother Flamme zu Wasser und einem Gasgemenge aus 2 Volumen Kohlensäuregas und 1 Volumen Stickgas. Dieselbe Zersetzung geschieht durch glühendes Kupferoxyd.

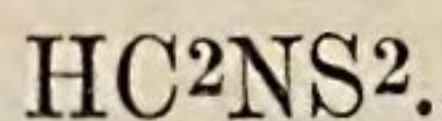
Die Cyanwasserstoffsäure besteht aus:

	Aeq.	Vol.	Proc.		Proc.	Aeq.
Kohlenstoff .	2	2	44,44	} = Cyan	96,3	1
Stickstoff .	1	2	51,86			
Wasserstoff .	1	2	3,70			
					3,7	1
C ² NH = 27		4	100,00		100,0	HCy.

*) Das zweckmässigste Verfahren ist, 10 Th. Kaliumeisencyanür (siehe Eisen) mit einem Gemische von 7 Th. Schwefelsäure und 14 Th. Wasser in einer Retorte mit aufrecht stehendem Hals (zur Condensation des meisten Wassers) zu destilliren und den Säuredampf zur Entwässerung durch ein mit Chlorcalciumstücken gefülltes und in Wasser von 30° stehendes, U förmig gebogenes Rohr und von da in ein mit Eis abgekühltes Gefäss zu leiten. Zur Bereitung verdünnt-

Sie bildet mit Metalloxyden Cyanmetalle und Wasser; mit Chlor Chlorwasserstoffsäure und Chlorcyan (vgl. S. 50).

6. R h o d a n w a s s e r s t o f f s ä u r e.



Bildung. Zweifach Schwefelkalium, in Cyangas geglüht, wird in Rhodankalium, $= \text{K} + \text{C}^2\text{NS}^2$, verwandelt. Dasselbe Salz entsteht durch Erwärmen einer Auflösung von Cyankalium mit Schwefel, oder durch Erhitzen von Cyaneisenkalium mit Schwefel. (S. Kaliumsalze.) Es ist farblos, krystallisirbar, und liefert bei der Destillation mit anderen Säuren die Rhodanwasserstoffsäure $= \text{H} + \text{C}^2\text{NS}^2$. Ihr Radical, das Rhodan, ist bis jetzt nicht isolirbar.

Eigenschaften. Farblose, flüchtige, der Essigsäure ähnlich riechende Flüssigkeit. Zersetzt sich leicht von selbst, unter Absetzung einer gelben Schwefelcyan-Verbindung. Ausgezeichnet durch die Eigenschaft, die aufgelösten Eisenoxydsalze tief roth zu färben.

ter Säure leitet man den Dampf unmittelbar in kaltes Wasser. Jede Operation der Art ist lebensgefährlich und erfordert die grösste Aufmerksamkeit und Vorsicht.

Die atmosphärische Luft.

Die gasförmige Hülle, welche unsern Planeten umgiebt, die Atmosphäre, enthält in 100 Volumtheilen nahe an 79 Vol.-Th. Stickgas und 21 Vol.-Th. Sauerstoffgas, mit veränderlichen kleinen Mengen von Wassergas und Kohlensäuregas.

Ihre Höhe beträgt ungefähr $9\frac{3}{4}$ Meilen. In Folge ihres Gewichtes und ihrer Elasticität ist sie an der Erdoberfläche am dichtesten und ihre Dichtigkeit nimmt mit der Höhe ab.

Der mittlere Druck, den sie an dem Spiegel des Meeres ausübt, ist gleich dem Druck einer Wassersäule von 32 Pariser Fuss, oder einer Quecksilbersäule von 28 Pariser Zoll Höhe und gleichem Durchmesser. Wäre sie in den Höhen überall von derselben Dichtigkeit, wie an der Erdoberfläche, so würde ihre Höhe nur 24500 Paris. Fuss oder etwas über 1 Meile betragen. In einer Höhe von 13407 Paris. Fuss hat sie eine nur halb so grosse Dichtigkeit, als an der Meeresfläche, oder 1 Vol. ist hier zu 2 Vol. ausgedehnt.

Der Ausdehnungscoefficient der von Wassergas freien Luft ist 0,003665, d. h. trockene Luft dehnt sich durch Wärme für jeden Temperaturgrad um 0,003665 ihres Volumens bei 0° aus. 100 Volumtheile Luft, erwärmt von 0° auf 100°, werden sich also zu 136,65 Volumtheilen ausdehnen.

Wird die Luft zusammengedrückt, so vermindert sich ihr Volumen bei zunehmendem Druck; ihr Volumen verhält sich umgekehrt wie der Druck, dem sie ausgesetzt ist.

Dasselbe Ausdehnungs- und Zusammenziehungs-Verhältniss gilt für alle bei gewöhnlicher Temperatur permanenten Gase.

Bei einer Kälte von -110° und einem gleichzeitigen Druck von 50 Atmosphären war atmosphärische Luft nicht condensirbar.

Sie enthält die beiden Hauptbestandtheile nicht chemisch verbunden, sondern bloss gemengt. Das Verhältniss von 79:21 entspricht nicht einfachen Aequivalentmengen. Auch löst Wasser, mit Luft in Berührung, die beiden Gase nicht in jenem Verhältniss, sondern im Verhältniss von 70:30 auf.

Das gegenseitige Verhältniss von Stickgas und Sauerstoffgas hat man in freier Luft in allen Höhen, zu allen Jahres- und Tageszeiten, in allen Welttheilen so gut wie ganz unverändert gefunden.

Dieses Verhältniss wird, ungeachtet des beständigen ungeheuren Verbrauchs an Sauerstoff, dadurch unverändert erhalten, dass der bei dem Athmen der Thiere und bei den Verwesungs- und Verbrennungs-Processen aus der Luft weggenommene und in Kohlensäure verwandelte Sauerstoff durch die Pflanzen in die Luft zurückgeführt wird; denn alle grünen Theile der Pflanzen haben die Eigenschaft, unter dem Einfluss des Lichts, aus der Luft und aus dem Boden Kohlensäure aufzunehmen und dafür Sauerstoffgas auszudunsten. Darum findet auch, ungeachtet ihrer ungeheuern Production, keine Zunahme der Kohlensäuremenge statt, wiewohl ihre Menge bei Tag und Nacht und nach den Jahreszeiten, so wie in verschiedenen Höhen etwas variirt.

Die Zusammensetzung der atmosphärischen Luft kann mit grosser Sicherheit auf mehrfache Weise ausgemittelt werden. Die verschiedenen, zur Bestimmung des Sauerstoff- und Stickstoff-Gehaltes anwendbaren analytischen (eudiometrischen) Methoden beruhen alle darauf, dass man den Sauerstoff aus einem abgemessenen Volumen Luft vermittelst eines leicht oxydirbaren Körpers wegnimmt und das Volumen oder das Gewicht des verschwundenen Sauerstoffgases oder das des zurückbleibenden Stickgases durch Wägung oder Messung bestimmt. Die geeignetsten Körper

hierzu sind fein vertheiltes Eisen oder Kupfer, Phosphor oder Wasserstoffgas.

Bei Anwendung der Metalle werden diese, in einem Rohr genau abgewogen, in einem langsam darüber geleiteten und genau abgemessenen Volumen von Luft, befreit von Wassergas und Kohlensäuregas, geglüht, Ihre Gewichtszunahme drückt die Sauerstoffmenge aus. Das Stickgas kann dabei aufgesammelt und gemessen oder gewogen werden.

Bei Anwendung des Wasserstoffgases wird ein genau abgemessenes Volumen von Luft, z. B. 100 Maasstheile, mit einem abgemessenen Volumen Wasserstoffgas, z. B. ebenfalls 100 Maasstheilen, in dazu eingerichteten graduirten Glasröhren (Eudiometern) über Wasser oder Quecksilber vermischt und das Gemenge durch einen electrischen Funken entzündet. Da sich 1 Vol. Sauerstoffgas mit 2 Vol. Wasserstoffgas verbindet, so ist $\frac{1}{3}$ des bei der Verbrennung verschwundenen Gasgemenges Sauerstoffgas. Bei dem obigen Maassverhältniss werden 63 Volumina verschwinden, wovon $\frac{1}{3} = 21$ ist.

Die Menge des Wassergases und des Kohlensäuregases wird dadurch bestimmt, dass gemessene Luftvolumina durch gewogene Röhren geleitet werden, gefüllt mit Substanzen, welche mit Sicherheit allein jene Bestandtheile aus der Luft wegnehmen. Für das Wassergas dient trockenes Chlorcalcium, für die Kohlensäure Kalihydrat. Ihre Gewichtszunahme drückt die Gewichtsmenge von Wassergas oder Kohlensäuregas in dem angewandten Luftvolumen aus.

Im Mittel enthalten 100 Volumtheile atmosphärische Luft:

Stickgas	78,492
Sauerstoffgas	20,627
Wassergas	0,840
Kohlensäuregas	0,041

100,000.

Da das spec. Gewicht des Sauerstoffgases 1,1088 ist, so sind dem Gewicht nach 22,47 Procent Sauerstoff in der Luft enthalten.

Die Luft enthält ferner als constanten Bestandtheil, aber nur in sehr kleiner Menge, salpetrigsaures Ammoniak, welches meist auch im Regenwasser nachweisbar ist.

Sie kann ferner zufällig in dieselbe abgedunstete Materien enthalten, die sich z. B. durch den Geruch oder, wie die sogenannten Miasmen, durch die Eigenschaft, gewisse Krankheiten zu erzeugen, verrathen.

Verbrennen und Athmen in der Luft. Jede in der Luft stattfindende Verbrennung beruht darauf, dass sich die verbrennenden Körper oder deren Bestandtheile mit dem Sauerstoff der Luft vereinigen. Durch die Wärme wird dabei die ihres Sauerstoffs beraubte Luft ausgedehnt, also leichter, sie steigt in die Höhe, wodurch ein Zuströmen von neuer Luft zu dem verbrennenden Körper bewirkt und so dessen Verbrennung unterhalten wird. In einem abgeschlossenen Luftraum verlöschen die meisten Körper noch lange bevor aller Sauerstoff consumirt ist, weil die entstehenden Verbrennungsproducte, so wie das beigemischte Stickgas, die Wärme aufnehmen, die zur Fortsetzung des Oxydationsprocesses erforderlich sein würde.

Die Körper verbrennen mit oder ohne Flamme; ohne Flamme, wenn der verbrennende Körper selbst, bei der Verbrennungshitze, nicht flüchtig ist, wie z. B. Kohle, Eisen; mit Flamme, wenn der verbrennende Körper selbst oder Bestandtheile desselben dabei gasförmig werden, z. B. Wasserstoffgas, Phosphor. Jede Flamme ist also ein verbrennendes Gas.

Die Flammen sind leuchtend oder nicht leuchtend; letzteres wenn die Producte der Verbrennung gasförmig sind, wie z. B. bei der Wasserstoffgasflamme; leuchtend dagegen, wenn ein fester Körper als Verbrennungsproduct entsteht, dessen Theilchen in der Flamme glühen und sie dadurch leuchtend machen, indem feste Körper viel mehr Licht ausstrahlen als bis zu demselben Grade erhitzte Gase, wie z. B. bei der Flamme von Phosphor, bei der Wasserstoffgasflamme, wenn feiner Platindraht in dieselbe gehalten wird.

Viele Substanzen, in eine farblose nicht leuchtende

Flamme gebracht, färben dieselbe, indem sie sich verflüchtigen, auf eigenthümliche, verschiedene Weise. So färben z. B. Natriumsalze die Flamme gelb, Strontiumsalze roth, Bariumsalze grün. Lässt man die Strahlen der so gefärbten Flammen durch ein Prisma fallen, so bildet jede Substanz, selbst bei unwägbaren Mengen, ein ihr eigenthümliches Spectrum mit theils vielen, theils nur einzelnen Linien, für jede Substanz von bestimmten Farben und nur an bestimmten Stellen.

In den Flammen von Oel, Talg und Wachs gehen verwickeltere Processe vor sich, indem diese Substanzen, die aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, in dem Docht, in den sie durch dessen Capillarität hinaufgesogen werden, in Folge der Verbrennungshitze zuerst andere Zersetzungsproducte bilden, ehe sie zu den Endproducten, zu Kohlensäure und Wasser verbrennen. Jene gasförmigen Zersetzungs-Producte werden ihrerseits durch die Hitze wieder zersetzt unter Abscheidung fester Kohlentheilchen, die in der Flamme gleichförmig verbreitet glühen und sie dadurch leuchtend machen. Wird ihre Verbrennung am Saum der Flamme durch plötzliche Abkühlung verhindert, so kommen sie als schwarzer Rus zum Vorschein. Wenn Holz verbrennt, so brennt es so lange mit Flamme, als noch durch die bei der Verbrennung der äusseren Schichten entstehende Hitze aus seiner inneren Masse brennbare Gase entwickelt werden; sobald dies aufgehört hat, brennt der noch übrig gebliebene Kohlenstoffgehalt als Kohle nur glimmend und ohne Flamme weiter, und zuletzt bleiben die der Holzsubstanz an sich unwesentlichen unorganischen Bestandtheile als Asche zurück. Rauch und Rus von gewöhnlichen Brennmaterialien entstehen nur in Folge unvollständiger Verbrennung.

Flammen gehen nicht durch feine Metalldraht-Gewebe, weil der Verbrennungsprocess an dem stark wärmeleitenden und folglich abkühlenden Metall unterbrochen wird und das Gas, welches die Flamme bildet, unverbrannt durch das Metallnetz geht. Hierauf gründet sich Davy's Sicherheitslampe. (Siehe Grubengas unter Kohlenstoff.)

Die zu den verschiedensten Zwecken dienenden Feuerungen und Oefen aller Art kommen in ihrer Einrichtung alle darin überein, dass sie die Hervorbringung eines mehr oder weniger starken Zugs, das heisst eine mehr oder weniger rasche Abführung der verdorbenen Luft und Zuführung von reiner Luft bezwecken.

Bei dem Athmen eines jeden Thieres wird ein Theil des Sauerstoffs der eingeathmeten Luft in das Blut aufgenommen und dafür Kohlensäuregas ausgeathmet. Durchschnittlich verbraucht ein Mann in 24 Stunden 12 Cubikfuss Sauerstoffgas (oder 57 C. F. atm. Luft) und athmet dafür 12 C. F. Kohlensäuregas aus. Bei dem Athmen in einem abgeschlossenen Luftraum findet ein ganz ähnliches Verhältniss wie unter denselben Umständen bei dem Verbrennen statt; das Leben hört bald auf, aber hier nicht allein durch den entstehenden Mangel an Sauerstoff, sondern auch durch eine positive Wirkung, welche die ausgeathmete Kohlensäure auf das Gehirn ausübt. In den verschlossenen Räumen von Wohnungen ist das Leben, das heisst die Fortsetzung des Athmungsprocesses, nur dadurch möglich, dass die Wände aller Baumaterialien für Gase sehr durchdringlich sind und dass durch dieselben, so wie durch die Fugen an Fenstern und Thüren, ein beständiger Auswechsel zwischen äusserer und innerer Luft stattfindet. In solchen geschlossenen Räumen, worin viele Menschen geathmet oder Feuer gebrannt haben, ist aber immer momentan ein verminderter Sauerstoffgehalt und vermehrter Kohlensäuregehalt nachweisbar, so dass in Räumen mit vielen Menschen der Kohlensäuregehalt von der normalen Menge ($\frac{1}{2}$ in 1000 Vol. Luft) auf 6 bis 7 Vol. steigen kann. Auch enthält das in den Lungen vom warmen Blut abgedunstete und ausgeathmete Wasser Spuren von organischen Materien, welche die Ursache sind, dass solches Wasser, wenn es condensirt wird, nach einiger Zeit einen faulen Geruch annimmt.

Ozon und Antozon.

Der Sauerstoff kann dreierlei allotropische Zustände annehmen. In dem einen bildet er den gewöhnlichen, S. 21 beschriebenen Sauerstoff, $= O$, in den beiden anderen besitzt er Geruch und andere eigenthümliche Eigenschaften. Die eine Modification wird mit dem Namen Ozon, $= \bar{O}$, die andere mit dem Namen Antozon, $= \overset{+}{O}$, bezeichnet. Beide sind bis jetzt nur in sehr kleinen Mengen und nur vermischt mit O darstellbar, weil sie äusserst leicht in letzteren übergehen.

Ozon. Es entsteht, wenn durch trocknes Sauerstoffgas starke electriche Ströme oder Funken geleitet oder wenn Electrisirmaschinen in Bewegung gesetzt oder geladene Conductoren oder Batterien in der Luft entladen werden, ferner am positiven Pol, wenn Wasser, durch eine Säure leitend gemacht, durch einen starken electricen Strom zersetzt wird. Es entsteht ferner bei vielen, bei gewöhnlicher Temperatur statt findenden Oxydationen in der Luft, z. B. wenn mit Wasser halb bedeckter Phosphor in einem abgeschlossenen Luftraum längere Zeit mit Luft in Berührung bleibt. Das ozonreichste Sauerstoffgas erhält man, wenn man in kalt gehaltener concentrirter Schwefelsäure bis zur Sättigung übermangansaures Kali auflöst und in die grüne Lösung allmählig gepulvertes Bariumsuperoxyd einträgt.

Das Ozongas besitzt einen eigenthümlichen, an den des Phosphors erinnernden Geruch, reizt heftig die Respirationsorgane und wirkt höchst oxydirend, auch in den Fällen, wo gewöhnlicher Sauerstoff ganz unwirksam ist, so dass es aussieht, als ob der Sauerstoff nur im Zustand von Ozon, in den er in Berührung mit oxydirbaren Körpern

versetzt wird, das Vermögen besitze, Verbindungen einzugehen, und dass er im gewöhnlichen ganz inactiv sei. Guajakharz-Tinctur z. B., die für sich an der Luft nicht oxydirt, nicht blau wird, bläut sich sogleich, wie durch freies Ozon, wenn sie in Berührung mit Platin oder Quecksilber mit Sauerstoffgas oder Luft geschüttelt wird. Das Ozongas bleicht Pflanzenfarben, es zersetzt rasch das Jodkalium (Papier, mit verdünntem Stärkekleister bestrichen, der Jodkalium beigemischt enthält, wird in ozonhaltiger Luft tief blau); auf blankem Silber bildet es schwarzes Silbersuperoxyd, auf Blei braunes Superoxyd; befeuchtete schwarze Arsenikflecken werden darin zu farbloser Arseniksäure; Papier, mit einer Lösung von schwefelsaurem Manganoxydul oder basisch essigsaurem Bleioxyd bestrichen, wird darin braun von gebildeten Superoxyden; durch Schwefelblei geschwärztes Papier wird darin farblos durch Bildung von schwefelsaurem Bleioxyd; salpetrigsaure Salze werden in salpetersaure, Jod in Jodsäure verwandelt. — Beim Erhitzen oder in Berührung mit Kohle wird ozonhaltiges Sauerstoffgas sogleich geruchlos und verliert alle obigen Eigenschaften.

Antozon. Es entsteht, gleichzeitig mit Ozon, bei der Einwirkung starker electrischer Ströme auf trocknes Sauerstoffgas und kann in diesem Falle von dem Ozon durch eine concentrirte Lösung von Jodkalium, von dem das Ozon zerstört wird, getrennt werden. Es ist, wiewohl nur in sehr kleiner Menge und wie es scheint frei, in einem tief violetten Flussspath *) eingeschlossen enthalten, aus dem es sich beim Zerreiben entwickelt. Man enthält es gasförmig, wiewohl gemengt mit sehr vielem gewöhnlichen Sauerstoff, wenn man in kalte concentrirte Schwefelsäure nach und nach gepulvertes Bariumsuperoxyd einträgt.

Das Antozongas hat einen ähnlichen Geruch wie das Ozongas, jedoch merklich davon verschieden und Ekel erregend. Aehnlich leicht wie das Ozon geht es in geruchlosen Sauerstoff über, auch zeigt es ähnliche oxydirende

*) Von Wölserndorf in Bayern.

Wirkungen. Aber es ist wesentlich davon verschieden dadurch, dass es in feuchter Luft Nebel bildet, dass es das Wasser in Wasserstoffsuperoxyd verwandelt, was das Ozon durchaus nicht thut, und dass es, im Gegensatz zum Verhalten des Ozons, bei Gegenwart einer Säure die Uebermangansäure, die Chromsäure und die Superoxyde des Mangans, Bleis und Silbers, unter Entwicklung von gewöhnlichem Sauerstoffgas, zu den basischen Oxyden reducirt, auf dieselbe Weise, wie das Wasserstoffsuperoxyd wirkt.

Betrachtet man das Bariumsuperoxyd als ein Antozonid, d. h. als eine Verbindung von Baryt mit Antozon, $= \text{Ba}\overset{+}{\text{O}}$, und eben so das Wasserstoffsuperoxyd als eine Verbindung von Wasser mit Antozon, $= \text{H}\overset{+}{\text{O}}$, dagegen die Uebermangansäure, die Chromsäure und die andern Superoxyde als Ozonide, d. h. als Verbindungen die einen Theil des Sauerstoffs als Ozon enthalten, $= \text{Mn}^2\bar{\text{O}}^5, \text{Cr}\bar{\text{O}}^3, \text{Mn}\bar{\text{O}}, \text{Pb}\bar{\text{O}}$, so könnte man annehmen, dass die reducirende Wirkung des Antozons und der Antozonide auf die Ozonide darin bestehe, dass sich die beiden entgegengesetzten Sauerstoffarten zu inactivem Sauerstoff vereinigen und als gewöhnliches geruchloses Sauerstoffgas frei werden. Auch verhalten sich beide Arten von Sauerstoffverbindungen darin ungleich, dass die Ozonide die Guajaktinctur blau färben, während die Antozonide diese Wirkung nicht haben.

Das Antozon entsteht noch auf mehrfache andere Weise, wie sich aus der dabei statt findenden Bildung von Wasserstoffsuperoxyd nachweisen lässt. Die kleinsten Mengen des letzteren können nämlich durch folgende Reactionen entdeckt werden: Auf Jodkaliumkleister ist es für sich ohne Wirkung, wird aber dem Gemische ein Tropfen einer sehr verdünnten Lösung von neutralem schwefelsaurem Eisenoxydul zugemischt, so wird sogleich Jod frei und die Stärke wird dadurch blau. Oder wird dem Wasser, das HO^2 enthält, ein oder einige Tropfen einer verdünnten Lösung von Chromsäure zugesetzt, so entsteht eine blaue Färbung, die man stärker sichtbar erhält, wenn man die Flüssigkeit mit Aether schüttelt, der die schön blaue Verbindung aufnimmt.

Die dritte Reaction beruht auf der Reduction der Uebermangansäure; eine verdünnte Lösung von übermangansau-rem Kali, mit etwas Schwefelsäure versetzt, wird durch Wasserstoffsuperoxyd farblos unter Entwicklung von Sauerstoffgas. Endlich so hat das HO_2 die Eigenschaft in einer verdünnten Lösung von basisch essigsaurem Bleioxyd braunes Superoxyd zu bilden, das den Jodkaliumkleister bläut, namentlich bei Zusatz von Essigsäure, und das, bei noch überschüssigem HO_2 , unter Sauerstoffentwicklung zu weissem Oxydhydrat wird.

Durch diese Reactionen verräth sich die Bildung des Wasserstoffsuperoxyds z. B. in folgenden Fällen: 1) wenn sich Phosphor in Berührung mit Wasser und Luft langsam oxydirt; 2) wenn sich leicht oxydirbare Metalle in Berührung mit Luft und Wasser oxydiren, wenn z. B. zertheiltes oder amalgamirtes Zink, Cadmium, Blei, Zinn etc. mit Sauerstoffgas oder Luft und Wasser, dem einige Tropfen Schwefelsäure zugemischt sind, stark geschüttelt werden; 3) wenn man erhitztes Platin in die Luft einer Flasche hält, auf deren Boden sich dünne Schichten von Wasser und Aether befinden, wobei die Luft zugleich ozonhaltig wird; 4) der Antozongehalt im violetten Flusspath gibt sich, ausser durch den Geruch beim Reiben, dadurch zu erkennen, dass er beim Zerreiben unter Wasser Wasserstoffsuperoxyd bildet.

Ozon und Antozon sind von Schönbein entdeckt worden.

M e t a l l e.

Die 47 einfachen Stoffe, welche man Metalle nennt, sind sowohl durch gewisse allgemeine äussere Eigenschaften, als besonders durch die Natur ihrer Verbindungen von den Metalloiden unterschieden; indessen giebt es zwischen beiden Klassen von Körpern keine recht scharfe Grenze, und namentlich von den äusseren Eigenschaften findet man mehrere der als charakteristisch angenommenen auch bei Metalloiden.

Alle Metalle haben im compacten Zustand einen eigenthümlichen Glanz, den Metallglanz, und sind undurchsichtig. Die meisten Metalle sind im pulverförmigen Zustand grau, im compacten fast farblos, zum Theil mit einem Schein in Grau oder Blau. Nur Gold und Kupfer haben eine bestimmte Farbe. Die Metalle sind vollkommene Leiter für Electricität und Wärme, jedoch in sehr ungleichem Grade.

Viele kennt man in krystallisirtem Zustande, ohne Zweifel sind sie alle krystallisirbar. Die meisten krystallisiren in Formen des regulären Systems und die meisten haben krystallinisches Gefüge. Sie sind alle schmelzbar, erfordern aber dazu sehr verschiedene Temperaturgrade, wie z. B. Quecksilber und Platin zeigen; mehrere sind auch flüchtig, also destillirbar.

Ihr specifisches Gewicht ist sehr verschieden; z. B. das vom Platin 21,5 vom Golde 19,5 vom Silber 10,5 vom Eisen 7,7 vom Kalium, welches auf Wasser schwimmt, 0,8.

Die Metalle sind theils geschmeidig und dehnbar (hämmerbar, walzbar, zu Draht ausziehbar), theils spröde, brüchig. Die Festigkeit (Zähigkeit) der geschmeidigen Metalle

ist sehr ungleich. Die Festigkeit des Eisens z. B. verhält sich zu der des Blei's wie 125:6. Nur wenige Metalle haben bedeutende Härte.

Mit Sauerstoff, Schwefel und Chlor verbinden sich alle Metalle; es ist wahrscheinlich, dass sie sich auch mit allen übrigen Metalloiden, den Wasserstoff vielleicht ausgenommen, verbinden können; aber bis jetzt sind viele dieser Verbindungen noch nicht dargestellt; erst von wenigen Metallen sind Verbindungen mit Stickstoff, Kohlenstoff, Kiesel und Bor bekannt. Viele können sich auch unter einander verbinden.

Metalle und Sauerstoff. Alle Metalle bilden mit Sauerstoff basische Oxyde, einige Metalle bilden aber auch Säuren. Die Bildung der Metalloxyde kann auf mehrfache Weise geschehen; sie richtet sich nach dem Verwandtschaftsgrade der einzelnen Metalle zum Sauerstoff und nach der Natur des entstehenden Oxyds. Die Oxydation kann bewirkt werden durch Glühen oder Schmelzen der Metalle in der Luft oder reinem Sauerstoffgas (Eisen, Blei, Zink); durch Wasserzersetzung bei gewöhnlicher Temperatur (Kalium); durch Glühen in Wasserdämpfen (Eisen); durch Auflösen in verdünnter Schwefelsäure, oder Wasserzersetzung bei Gegenwart einer Säure (Eisen, Zink); durch Salpetersäure, unter Bildung von Stickoxydgas (Kupfer, Zinn); durch Erhitzen mit salpetersaurem oder chlorsaurem Kaliumoxyd, durch heisse concentrirte Schwefelsäure, unter Bildung von schwefliger Säure.

Die Eigenschaften der einzelnen Metalloxyde sind so sehr verschieden, dass wenig Allgemeines darüber anzugeben ist. Sie sind alle feste Körper, die meisten in Wasser unlöslich.

Von manchen Metallen kennt man nur eine einzige Oxydationsstufe; die meisten haben 2, andere 3, und noch andere selbst 4 und 5. Es giebt mehrere, welche alle Oxydarten bilden können, nämlich basische Oxyde, Superoxyde und Säuren, so z. B. Mangan.

Allen oxydirten Metallen kann man den Sauerstoff wieder entziehen, aber hinsichtlich der Leichtigkeit und der Art, womit diess möglich ist, verhalten sie sich sehr

verschieden. Diese Sauerstoffentziehung oder Wiederherstellung eines Metalls in metallischen Zustand nennt man *Reduction*, *Reduciren*, welcher Ausdruck jedoch auch im Allgemeinen für die Wiederherstellung der Metalle auch aus andern Verbindungen gebraucht wird.

Die Oxyde gewisser Metalle lassen sich schon durch bloßes Erhitzen reduciren oder in Sauerstoffgas und Metall zerlegen, z. B. die von Platin, Gold, Silber, Quecksilber. Man nennt diese auch *edle* Metalle, weil sie, das Quecksilber ausgenommen, zugleich die Eigenschaft haben, sich nicht durch Glühen oder Schmelzen in der Luft zu oxydiren (nicht anzulaufen oder ihren Glanz zu verlieren). Die Oxyde der meisten übrigen Metalle dagegen, die der *unedlen*, verlieren selbst in den höchsten Hitzegraden ihren Sauerstoff nicht. Gewisse von diesen sind überhaupt gar nicht unmittelbar reducirbar, andere können dadurch reducirt werden, dass man sie in Berührung mit einem Körper erhitzt, welcher zum Sauerstoff grösseres Vereinigungsstreben hat, als das im Oxyd enthaltene Metall. Solche Körper sind vorzüglich der *Wasserstoff* und die *Kohle*. Bei Reduction mit ersterem werden die in Röhren gelegten Metalloxyde in dem darüber geleiteten Gasstrom geglüht; bei Reductionen mit Kohle im Kleinen wird das mit Kohlenpulver gemengte und gewöhnlich mit einem Flussmittel (Glas, Borax, Pottasche) bedeckte Oxyd in einem verschlossenen *Tiegel*, oder, bei flüchtigen Metallen, in einem retortenartigen, feuerfesten Gefässe, einem mehr oder weniger starken Ofen- oder Gebläse-Feuer ausgesetzt. Die Menge der zuzusetzenden Kohle richtet sich nach dem Sauerstoffgehalt des Oxydes, so dass sie damit gerade Kohlenoxyd oder Kohlensäuregas bilden kann. — Höhere Oxydationsstufen, selbst von unedlen Metallen, verlieren indessen in der Regel schon durch bloßes Glühen für sich einen Antheil ihres Sauerstoffs und verwandeln sich in eine niedrigere Stufe, so besonders alle Superoxyde.

Auch ohne Einwirkung von Wärme können viele Metalloxyde reducirt werden, namentlich aus den Auflösungen ihrer Salze durch hineingestellte oxydirbarere Metalle,

so z. B. schlägt sich auf Eisen in einer Kupferoxyd-Auflösung metallisches Kupfer, auf Kupfer in einer Silberoxyd-Auflösung metallisches Silber, auf Zink in einer Bleioxyd-Auflösung metallisches Blei nieder u. s. w. Eben so wirkt der electriche Strom, durch den die Metalle, theils regelmäßig krystallisirt abgeschieden werden, wie z. B. Silber, theils dicht und compact, wie z. B. Kupfer, daher dessen Anwendbarkeit zur Galvanoplastik.

Schwefelmetalle. Die meisten Metalle lassen sich unmittelbar durch Erhitzen mit Schwefel vereinigen, welche Vereinigung, wie beim Sauerstoff, gewöhnlich von einer Feuer-Erscheinung begleitet ist. Viele Schwefelmetalle können auch dadurch gebildet werden, dass man die Oxyde dieser Metalle mit Schwefelwasserstoffgas in Berührung bringt, oder dass man dieses Gas in die Auflösung ihrer Salze leitet, oder dass man die Oxyde in diesem Gas, oder auch in Schwefelkohlenstoffgas glüht, oder dass man sie mit Schwefel zusammen erhitzt, oder endlich, dass man schwefelsaure Metallsalze mit Kohle glüht.

Die meisten Schwefelmetalle besitzen vollkommenen Metallglanz und sind Leiter der Electricität. In der Regel hat jedes Metall eben so viele proportionale Schwefelungsstufen als Oxyde. Aehnlich den Oxyden sind die Schwefelmetalle entweder Basen oder Säuren (Sulfide), die sich unter einander verbinden können. Die Schwefelbasen entstehen durch Zersetzung der Sauerstoffbasen mit Schwefelwasserstoffgas, und die Metall-Sulfide durch Zersetzung der Metall-Sauerstoffsäuren mit Schwefelwasserstoff.

Die Schwefelmetalle können auf analoge Weise reducirt werden, wie die Oxyde; nur wenige lassen sich durch bloßes Erhitzen in Schwefel und Metall zerlegen, z. B. Schwefelgold. Das Schwefelquecksilber (Zinnober) dagegen nicht; destillirt man es aber mit Eisen, so erhält man Schwefeleisen und metallisches Quecksilber. Durch Glühen in der Luft (Rösten) verwandeln sich die Schwefelmetalle in der Regel in Oxyde, indem ihr Schwefel zu schwefliger Säure verbrennt. Manche aber verwandeln sich dabei in schwefelsaure Metalloxyde.

Selen und *Tellur* verhalten sich zu den Metallen ganz ähnlich wie der Schwefel.

Phosphormetalle. Man erhält sie durch unmittelbare Vereinigung, oder indem man die aus den Knochen dargestellte glasige Phosphorsäure mit dem Metall und Kohle zusammenschmilzt. Sie haben alle Metallglanz.

Arsenik und *Antimon* vereinigen sich mit vielen Metallen unter Feuer-Erscheinung. Die Verbindungen damit haben ebenfalls Metallglanz, viele sind krystallisirbar.

Chlormetalle. Das Chlor vereinigt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur mit den meisten Metallen, und mit vielen unter Feuer-Erscheinung. Die Chlormetalle stellt man ausserdem auf mehrfache Weise dar: durch Auflösung der wasserzersetzenden Metalle in Chlorwasserstoffsäure (Eisen, Zink), durch Auflösung der Metalle in Königswasser. Aus vielen Oxyden wird in der Glühhitze der Sauerstoff durch Chlorgas ausgetrieben, unter Bildung von Chlormetall; aus anderen Oxyden erst, wenn man sie, mit Kohlenpulver gemengt, in Chlorgas glüht, unter Bildung von Chlormetall und Kohlenoxydgas; die meisten Oxyde verwandeln sich mit Chlorwasserstoffsäure, sowohl der flüssigen als gasförmigen, in Chlormetalle und Wasser.

Die meisten Chlormetalle sind schmelzbar und in stärkerem Feuer flüchtig, einige sind flüchtige Flüssigkeiten. Viele sind in Wasser unzersetzt löslich. Nur wenige werden, ähnlich den Oxyden der edlen Metalle, durch Wärme in Metall und Chlorgas zersetzt, z. B. Chlorgold, Chlorplatin. Kein Chlormetall ist durch Glühen oder Schmelzen mit Kohle reducirbar. Viele werden aber durch Erhitzen in Wasserstoffgas, oder durch Erhitzen mit anderen Metallen reducirt.

Ein Metall verbindet sich in der Regel in eben so vielen Verhältnissen mit Chlor, als es Oxydationsstufen hat. Immer entspricht wenigstens eine Chlorverbindung einem Oxyd desselben Metalles. Indem sich die Oxyde mit Chlorwasserstoffsäure in Chlormetalle und Wasser zersetzen, wird für jedes Atom Sauerstoff im Oxyd 1 Aequivalent Chlorwasserstoffsäure zersetzt, weil jedes Atom Sauerstoff 1 Ae-

quivalent Wasserstoff braucht, um Wasser zu bilden. • Oder mit andern Worten, die Quantität Wasserstoff, welche mit dem Sauerstoff eines Oxyds Wasser bildet, reicht grade hin, um mit dem Chlor in dem entsprechenden Chlormetall Chlorwasserstoff hervorzubringen. Hieraus geht auch hervor, dass man die in Wasser aufgelösten Chlormetalle als chlorwasserstoffsäure Metalloxyde betrachten könnte.

Hat ein höheres Oxyd, z. B. ein Superoxyd, keine ihm entsprechende Chlorverbindung, und es zersetzt sich mit Chlorwasserstoffsäure, so bildet sich Wasser und ein niedrigeres, z. B. dem Oxydul entsprechendes Chlormetall, und es wird so viel Chlor frei, als das Metall mehr aufgenommen haben würde, wenn es ein dem angewandten Superoxyd entsprechendes Chlormetall hätte bilden können. Hierauf gründet sich die Darstellung des Chlorgases aus Salzsäure und Braunstein (vergl. S. 36).

Diejenigen Chlormetalle, welche den basischen Oxyden entsprechen, betrachtet man als Salze. Das dem Oxydul eines Metalles proportionale Salz wird *Chlorür*, und das dem Oxyd proportionale *Chlorid* genannt. Die den Säuren entsprechenden Verbindungsstufen nennt man *Superchlorür* und *Superchlorid*; z. B. Manganchlorür, Manganchlorid, Mangansuperchlorid. — Oefters können sich die Chlormetalle unter einander zu Doppelsalzen verbinden, so wie sie auch mit Oxyden Verbindungen eingehen können (basische Chlormetalle).

Alles, was die Bildungsweise, Zusammensetzung und Zersetzung der Chlormetalle betrifft, gilt im Allgemeinen auch für die *Brom-*, *Jod-* und *Fluor-Metalle*. Aus den Brom- und Jod-Metallen wird das Brom und Jod durch Chlor ausgetrieben, unter Bildung von Chlormetall. Die meisten Fluor-Metalle bilden mit Fluorkiesel und Fluorbor Doppel-Verbindungen.

Die *Cyanmetalle* können theils durch unmittelbare Vereinigung, die meisten aber nur durch Behandlung der Oxyde mit Cyanwasserstoff dargestellt werden. Sie sind Halöidsalze, und sind den Chlorverbindungen desselben Metalles proportional. Sie sind alle feste Körper und werden meist

in der Glühhitze zerstört. Die Cyanüre gewisser Metalle bilden mit denen anderer Metalle Doppelcyanüre.

Kohlenstoff und *Metalle*. Verbindungen der Metalle mit Kohlenstoff nach bestimmten Aequivalentverhältnissen sind noch nicht bekannt. Das Eisen ist das einzige Metall, von dem bekannt ist, dass es Kohlenstoff chemisch, aber nur in kleiner variirender Menge, zu binden vermag; es wird dadurch zu Stahl oder zu Roheisen. Nur von wenigen Metallen sind Verbindungen mit *Silicium* und mit *Bor* bekannt.

Legirungen werden im Allgemeinen die Verbindungen der Metalle unter sich genannt. Man erhält sie durch Zusammenschmelzung der Metalle. Häufig ist die Vereinigung von einer Feuer-Erscheinung begleitet. Bekannte Verbindungen der Art sind das Messing (Zink und Kupfer), das Kanonen- und Glocken-Metall (Zinn und Kupfer), das Münz- und Arbeitssilber (Kupfer und Silber). Wiewohl sich hierbei viele Metalle nach allen Verhältnissen zusammenschmelzen lassen, so ist doch nicht zu zweifeln, dass dabei eine Verbindung in bestimmtem Aequivalent-Verhältniss entsteht, die mit einem Ueberschuss des einen oder andern Metalls zusammengeschmolzen, aber auch oft für sich und krystallisirt erhalten werden kann. Manche Metalle lassen sich übrigens mit gewissen anderen gar nicht verbinden. Die Verbindungen des Quecksilbers mit anderen Metallen nennt man *Amalgame*.

S a l z e.

Die grosse Klasse der Verbindungen, die man Salze nennt, zerfällt in zwei Abtheilungen, *Haloïdsalze* und *amphotere Salze*.

Haloïdsalze nennt man diejenigen Körper, welche aus der unmittelbaren Vereinigung eines Salzbilders mit einem basenbildenden Metall, oder aus der Vereinigung der Wasserstoffsäure eines Salzbilders mit einem basischen Metalloxyd entspringen; z. B. Chlornatrium, Cyansilber.

Amphotere Salze sind diejenigen, die aus der Vereini-

gung eines Oxyds mit einer Sauerstoffsäure, oder aus der Vereinigung eines basischen Schwefelmetalles mit einem Sulfid entstehen; z. B. chlorsaures Natriumoxyd, cyansaures Silberoxyd, Schwefelwasserstoff-Schwefelnatrium. Die ersteren nennt man *Sauerstoffsalze*, die zweiten *Schwefelsalze*.

Zur Erklärung der Aehnlichkeit in Eigenschaften und chemischem Verhalten zwischen Halöid- und Sauerstoffsalzen hat man die Vermuthung aufgestellt, dass es nur eine Art von Salzen gebe, nämlich nur Halöidsalze, indem die Sauerstoffsalze als Verbindungen von Metallen mit einem aus den Elementen der Säure und dem Sauerstoff des Oxyds zusammengesetzten Salzbilder betrachtet werden könnten. Schwefelsaures Kupferoxyd wäre hiernach nicht $\text{CuO} + \text{SO}_3$, sondern $\text{Cu} + \text{SO}_4$. Alle wasserhaltigen Säuren wären hiernach analog zusammengesetzte Wasserstoffsäuren; also Schwefelsäure nicht $\text{HO} + \text{SO}_3$, sondern $\text{H} + \text{SO}_4$. Dieselbe Ansicht würde für die Schwefelsalze gelten.

1. *Sauerstoffsalze*. Die Bildungsweise und Zusammensetzung dieser Salze ist schon S. 57 abgehandelt worden. Ihre wissenschaftlichen Namen werden aus dem Namen der Säure und dem der Basis gebildet, z. B. salpetersaures Kaliumoxyd (Salpeter), schwefelsaures Kupferoxyd (Kupfervitriol), schwefelsaurer Kalk (Gyps), schwefelsaures Eisenoxydul, unterschwefelsaurer Kalk u. s. w. (Die lateinische Benennungsweise siehe im Anhang.)

Manche neutrale Salze gehen mit denselben Oxyden, die sie als Basen enthalten, Verbindungen nach bestimmten Aequivalentverhältnissen ein. Solche Salze nennt man *basische Salze*, z. B. $2\text{PbO}, \text{NO}_5 = (\text{PbO}, \text{NO}_5) + \text{PbO}$.

Andere neutrale Salze können sich mit bestimmten Atomgewichten der Säure, die sie enthalten, verbinden. Solche Verbindungen nennt man *saure Salze*. Die meisten sind eigentlich Doppelsalze, bestehend aus neutralem Salz und der wasserhaltigen Säure, z. B. $\text{H}\ddot{\text{S}} + \text{K}\ddot{\text{S}}$.

Doppelsalze sind Verbindungen von zweierlei Salzen, welche eine und dieselbe Säure, aber zwei verschiedene Basen enthalten, z. B. Alaun.

Hydrate nennt man die Verbindungen der basischen

Oxyde mit Wasser, worin dieses die Säure vorstellt, z. B. Kalkhydrat, CaH . Sie sind also, gleich den wasserhaltigen Säuren, salzartige Verbindungen, meist wie die neutralen Salze derselben Base zusammengesetzt. Manche Hydrate entstehen durch unmittelbare Vereinigung, andere durch wechselseitige Zersetzung von Salzen mit anderen Hydraten. Einige verlieren das Wasser schon bei 100° , andere verlieren es selbst in den höchsten Temperaturgraden nicht.

Häufig ist es der Fall, dass sich zwei Salze von verschiedenen Säuren und Basen, in Lösung mit einander vermischt oder bei Glühhitze zusammengeschmolzen, in der Art sich wechselseitig zersetzen, dass die Säuren ihre Basen vertauschen und zwei neue Salze entstehen. Hierbei zersetzen sich die beiden Salze in der Regel im Verhältniss ihrer Aequivalentgewichte und es entstehen wiederum zwei neue Salze. Hierher gehört auch die Zersetzung von Salzen durch stärkere Basen oder Säuren, unter Abscheidung der schwächeren Base oder Säure; oft beruht dies nicht bloss auf stärkeren Affinitäten, sondern auf dem Umstand, dass die einwirkende Base mit der im Salze enthaltenen Säure, oder die im Salze enthaltene Base mit der einwirkenden Säure ein schwer lösliches oder unlösliches Salz bildet.

Vermischt man z. B. eine Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd mit einer Lösung von salpetersaurem Bleioxyd, so entsteht gelöst bleibendes salpetersaures Kupferoxyd und unlösliches, als weisser Niederschlag sich abscheidendes schwefelsaures Bleioxyd. Beide Salze zersetzen sich hierbei im Verhältniss ihrer Aequivalentgewichte, nämlich im Verhältnisse von 124,7:165,5, und die Mengen der beiden neu gebildeten Salze stehen wiederum im Verhältniss ihrer Aequivalentgewichte, nämlich im Verhältniss von 93,7:151,5. In welchen anderen Mengen man die Salze mit einander vermischen mag, immer geht die wechselseitige Zersetzung nur in dem obigen Verhältniss vor sich.

Auf gleiche Weise können sich Haloïdsalze mit Sauerstoffsalzen wechselseitig zersetzen. Eine Lösung von Chlornatrium mit einer Lösung von salpetersaurem Silberoxyd

vermischt, giebt salpetersaures Natriumoxyd, welches gelöst bleibt, und Chlorsilber, welches sich als weisser Niederschlag abscheidet. Hierbei zersetzen sich beide Salze nur in dem Verhältniss ihrer Aequivalentgewichte, $= 58,5 : 170$, und die Gewichte der beiden neu gebildeten Salze verhalten sich wie deren Aequivalentgewichte $= 85 : 143,5$.

Kupferchlorid oder schwefelsaures Kupferoxyd, in Lösung mit Natriumoxydhydrat vermischt, geben beide einen blauen Niederschlag von Kupferoxydhydrat. Im ersteren Falle entsteht zugleich Chlornatrium, im anderen schwefelsaures Natriumoxyd.

Bei der Zersetzung von schwefelsaurem Natriumoxyd durch concentrirte Schwefelsäure wirken beide im Verhältniss ihrer Aequivalentgewichte $= 85 : 49$, folglich stehen auch die Producte daraus, wasserhaltige Salpetersäure und schwefelsaures Natriumoxyd im Verhältniss der Aeq. $63 : 71$. Wird Chlornatrium durch Schwefelsäure zersetzt, so treten sie wiederum im Verhältniss ihrer Aequivalentgewichte, $= 58,5 : 49$, in Wechselwirkung, und es entsteht 1 Aeq. Chlorwasserstoff, $= 36,5$, und 1 Aeq. $= 63$ schwefelsaures Natriumoxyd. Eisen in eine Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd gestellt, schlägt alles Kupfer in metallischer Form nieder, während in der Auflösung neutrales schwefelsaures Eisenoxydul entsteht. Hier verhält sich die Gewichtsmenge von gefälltem Kupfer zur Gewichtsmenge von aufgelöstem Eisen, wie sich das Atomgewicht des Kupfers zu dem des Eisens verhält, nämlich wie $31,7 : 28$ oder wie $100 = 88,3$.

Durch den electrischen Strom werden alle Salze, wenn sie geschmolzen oder in Wasser gelöst sind, zersetzt. Die Basis oder das Metall geht an den negativen, die Säure und der Sauerstoff oder der Salzbilder an den positiven Pol.

Viele Salze, welche im Wasser entstehen, verbinden sich mit einer gewissen Menge Wassers chemisch, welches alsdann auf ihre Krystallform und häufig auf ihre Farbe wesentlichen Einfluss hat. Man nennt solches Wasser *Krystallwasser* und bezeichnet seine Aequivalentmenge mit aq. Die Anzahl der Wasser-Atome in den verschiedenen Salzen ist sehr verschieden. Zuweilen kann ein und dasselbe Salz,

unter verschiedenen Umständen, namentlich bei ungleichen Temperaturen, ungleiche Mengen Wassers aufnehmen, und dann in verschiedenen Formen krystallisiren.

Manche krystallisirte Salze enthalten bis zu 24 Atomen Wasser, das oft mehr als die Hälfte ihres Gewichts ausmacht; andere krystallisirende nehmen niemals Wasser auf. Viele der wasserhaltigen Salze verlieren in trockener Luft oder beim Erwärmen ihren ganzen Wassergehalt oder Bruchtheile davon, sie *verwittern*. Beim Erhitzen schmelzen viele leicht, indem sich das Wasser ganz oder theilweise davon trennt, werden aber, bei derselben Temperatur, wieder fest in dem Maasse, wie das Wasser verdunstet. Beim Uebergiessen mit Wasser nehmen sie dasselbe wieder auf (Erhärten des gebrannten Gypses mit Wasser). Andere Salze ziehen umgekehrt die Feuchtigkeit aus der Luft an sich, lösen sich darin auf, *zerfliessen* (Pottasche).

Mit wenigen Ausnahmen, kann jede Säure mit jeder Basis ein Salz bilden; die Anzahl der Salze ist daher sehr gross. Ausser der unmittelbaren Vereinigung giebt es noch mehrere andere Wege, um Salze hervorzubringen, wie unter andern die obigen Beispiele der gegenseitigen Zersetzung zeigen; ferner die Umwandlung von Schwefelkupfer in schwefelsaures Kupferoxyd durch Glühen in der Luft. Theils sind die Salze in Wasser auflöslich, krystallisirbar, von salzigem oder im Allgemeinen von der Basis abhängendem, eigenthümlichem Geschmack; theils sind sie unauflöslich, geschmacklos, selbst wenn sie Krystallwasser enthalten, und bilden amorphe oder pulverförmige d. h. mikroskopisch krystallinische Niederschläge. Manche können durch Schmelzung in hoher Temperatur krystallisirt erhalten werden. Viele durch Kunst nicht krystallisirbare Salze kommen im Mineralreich krystallisirt vor.

2. *Schwefelsalze*. Sie entstehen aus der Verbindung einer Schwefelbasis mit einem Sulfid. Ihre Anzahl ist bei weitem nicht so gross, wie die der Sauerstoffsalze, da es nicht so viele Sulfide giebt wie Sauerstoffsäuren.

Die Schwefelsalze entstehen theils durch unmittelbare Vereinigung der Schwefelbasis mit dem Sulfid, theils durch

Zersetzung von Sauerstoffsalzen mit Schwefelwasserstoffgas, wie z. B. arseniksaures Natriumoxyd, $3\text{NaO}, \text{AsO}_5$, welches dadurch in Schwefelarsenik-Schwefelnatrium, $3\text{NaS}, \text{AsS}_5$, verwandelt wird, indem im Sauerstoffsalz die Sauerstoffatome durch eine gleiche Anzahl Schwefelatome ersetzt werden; — theils durch Auflösung eines Sulfids in aufgelöstem Kali, wodurch zugleich ein Sauerstoff- und ein Schwefelsalz entsteht.

Viele Schwefelsalze sind krystallisirbar und sind in ihren allgemeinen äusseren Eigenschaften von den Sauerstoffsalzen nicht verschieden. Viele kommen als Mineralien vor.

In ihrer Zusammensetzung folgen die Schwefelsalze denselben Gesetzen, wie die Sauerstoffsalze. Durch Sauerstoffsäuren werden sie im Allgemeinen so zersetzt, dass sich das Sulfid abscheidet und sich Schwefelwasserstoffgas entwickelt, indem sich das Metall der Schwefelbasis, durch Wasserzersetzung, in ein Oxyd verwandelt, welches sich mit der zugesetzten Sauerstoffsäure verbindet.

Für diese Salze giebt es noch keine gute deutsche Benennungsweise. Vorläufig gebraucht man noch die lateinischen Namen dafür, und sagt z. B. *Sulfocarbonate*, *Sulfhydrate*, *Sulfarseniate*, für die vom Kohlensulfid, Wasserstoffsulfid, Arseniksulfid, gebildeten Schwefelsalze, und nennt die einzelnen Salze *Natrium-Sulfocarbonat*, *Natrium-Sulfhydrat*, *Silber-Sulfarseniat* etc.

Vorkommen der Metalle. In unverbundenem Zustand oder *gediegen*, wie die edlen Metalle, Kupfer; oder in Verbindungen (*vererzt*, *Erze*): a) *oxydirt*, so die Metalle der Alkalien und Erden, die meisten Eisenerze; b) als *Schwefelmetalle*, so Schwefelkupfer, und Schwefelblei; c) in Verbindung mit *Antimon* und *Arsenik*, so Nickel und Kobalt; d) als *Chlormetalle*, wie Kochsalz; e) als *Sauerstoffsalze*, z. B. kieselsaure, schwefelsaure, kohlensaure Salze (Feldspath, Gyps, Kalkstein). Weniger allgemein kommen die Selen-, Tellur-, Brom-, Jod- und Fluor-Metalle vor.

Gewinnung. Die chemischen Prozesse, wodurch die nutzbaren Metalle im Grossen aus ihren Erzen gewonnen

werden und die den Gegenstand der *Hüttenkunde* ausmachen, sind verschieden und häufig sehr verwickelt, je nach der Natur des Erzes oder Metalls. Im Allgemeinen werden die Oxyde in eignen Oefen (*Schachtöfen* und *Flammöfen*) mit Kohlen geschmolzen und reducirt, indem die Kohle zugleich das Feuermaterial und das Reductionsmittel ausmacht; die Schwefelmetalle werden gewöhnlich durch *Rösten* zuerst in Oxyde verwandelt und darauf mit Kohle reducirt. Das die Erze begleitende Gestein schmilzt hierbei ebenfalls und bildet die *Schlacke*, deren Beschaffenheit häufig durch zugesetzte *Flüsse* (Flussspath, Quarz, Kalkstein) verbessert und geregelt wird.

Eintheilung der Metalle. Nach ihrem chemischen Verhalten kann man die Metalle in verschiedene Gruppen classificiren, die jedoch in der Wirklichkeit nicht durch scharfe Grenzen getrennt sind; auch scheinen mehrere Metalle ungleiche allotropische Zustände anzunehmen und daher zu ungleichen Gruppen gehören zu können.

Die Alkali- und Erden-Metalle nennt man auch leichte Metalle, die übrigen schwere Metalle. Die leichten Metalle bilden nur basische Oxyde. Diese sind specifisch schwerer als die Metalle selbst und alle farblos.

I. Metalle, welche das Wasser zersetzen, entweder bei gewöhnlicher oder in höherer Temperatur, oder bei Gegenwart einer Säure. Ihre niedrigsten Oxydationsstufen sind starke Basen.

1. <i>Kalium</i>		17. <i>Cerium</i>	
2. <i>Natrium</i>		18. <i>Lanthan</i>	
3. <i>Caesium</i>		19. <i>Didym</i>	
4. <i>Rubidium</i>	Metalle der Alkalien.	20. <i>Mangan</i>	
5. <i>Lithium</i>		21. <i>Zink</i>	durch Wasserstoff reducirbar.
6. <i>Barium</i>		22. <i>Cadmium</i>	
7. <i>Strontium</i>		23. <i>Eisen</i>	
8. <i>Calcium</i>		24. <i>Nickel</i>	
9. <i>Magnesium</i>		25. <i>Kobalt</i>	
10. <i>Aluminium</i>		26. <i>Zinn</i>	
11. <i>Beryllium</i>		27. <i>Titan</i>	
12. <i>Yttrium</i>	Metalle der Erden.	28. <i>Uran</i>	
13. <i>Erbium</i>		29. <i>Chrom</i>	
14. <i>Terbium</i>			
15. <i>Zirconium</i>			
16. <i>Thorium</i>			

II. Metalle, die das Wasser nicht zersetzen und von denen wenigstens die niedrigeren Oxydationsstufen mit 1 Atom Sauerstoff Basen sind. Sie sind alle durch Wasserstoff reducirbar.

1. <i>Quecksilber</i>		8. <i>Ruthenium</i>	
2. <i>Silber</i>		9. <i>Osmium</i>	
3. <i>Palladium</i>	Edle Metalle.	10. <i>Blei</i>	
4. <i>Iridium</i>		11. <i>Thallium</i>	
5. <i>Platin</i>		12. <i>Kupfer.</i>	
6. <i>Gold</i>			
7. <i>Rhodium</i>			

III. Metalle, deren höchste Oxydationsstufen Säuren sind.

1. <i>Wolfram</i>	4. <i>Tantal</i>
2. <i>Molybdän</i>	5. <i>Niobium</i>
3. <i>Vanadium</i>	6. <i>Wismuth.</i>

Aber auch die höchsten Oxydationsstufen vom Mangan, Eisen, Zinn, Titan, Uran, Chrom und Osmium sind Säuren.

I. Gruppe der Wasser zersetzenden Metalle. Metalle der Alkalien und Erden.

Die Oxyde der unter dieser Abtheilung begriffenen Metalle zerfallen in 3 Klassen: *Alkalien*, *alkalische Erden* und *eigentliche Erden*, und werden mit den älteren Namen benannt, die sie schon hatten, ehe man wusste, dass sie Oxyde sind.

a) *Alkalien* sind vier: Kali, Natron, Caesion und Rubidion *). Früher wurden sie auch Laugensalze genannt, weil Kali und Natron durch Auslaugung aus Pflanzenaschen erhalten werden. Sie sind in Wasser löslich.

b) *Alkalische Erden* sind vier: Baryt, Strontian, Kalk und Magnesia. Sie unterscheiden sich von den Alkalien durch ihre geringere Löslichkeit, und durch die Unlöslichkeit ihrer neutralen kohlen sauren Salze.

c) *Eigentliche Erden* sind sieben: Thonerde, Beryllerde, Ytterde, Erbinerde, Terbinerde, Zirconerde, und Thorerde. Sie sind in Wasser durchaus unauflöslich.

Die Alkalien und alkalischen Erden sind die stärksten Salzbasen. Sie haben, mit Ausnahme der weniger löslichen Magnesia, einen eigenthümlichen, ätzenden Geschmack (Laugengeschmack). Auf Pflanzen- und Thierstoffe wirken sie zerstörend (ätzend, kaustisch), daher die ältere Benennung *kaustische Alkalien* für die reinen Alkalien. Sie färben ge-

*) Zu den Alkalien wird auch das Ammoniak gerechnet, obgleich es aus Stickstoff und Wasserstoff besteht. (Siehe Ammonium bei den Alkalimetallen).

wisse blaue oder rothe Pflanzenfarben, z. B. den Farbstoff von Veilchen, Rothkohl, Rosen, grün, und das durch Säuren geröthete Lackmus blau (*alkalische* Reaction, im Gegensatz zu der *sauren*, S. 57).

Kein Metall aus dieser Abtheilung kommt gediegen vor; aber Kali, Natron, Kalk, Magnesia und Thonerde bilden, in Verbindung mit Säuren, namentlich Kieselsäure und Kohlensäure, die Hauptmasse der Erdrinde.

Bis 1807 hielt man die Alkalien und Erden für einfache Körper; in diesem Jahre aber entdeckte Humphry Davy, dass Kali und Natron durch den electrischen Strom einer starken Volta'schen Säule in Metalle und Sauerstoff zerlegt werden können, woraus alsdann auf die zusammengesetzte Natur auch der übrigen zu dieser Abtheilung gehörigen Körper geschlossen werden konnte.

1. K a l i u m.

$$K = 39,1.$$

Vorkommen. Sehr verbreitet; als Kali in Verbindung mit mehreren Säuren, vorzüglich mit Kieselsäure; so hauptsächlich in dem Feldspath, dem Hauptgemengtheil vieler Gebirgsarten, und in der aus der Verwitterung und Zertrümmerung derselben entstandenen Ackererde. Mit Pflanzensäuren in den Pflanzensäften, daher in der Asche der Pflanzen; mit Phosphorsäure im Thierkörper; als Chlorkalium im Meerwasser.

Eigenschaften. Silberweisses, stark glänzendes, sehr weiches, geschmeidiges Metall, von 0,865 spec. Gewicht; bei 0° hart und brüchig, und bei +62°,5 vollkommen flüssig; verdampft in der Rothglühhitze und bildet ein grünes Gas.

An der Luft läuft das Kalium sogleich grau an und oxydirt sich zu Kali, daher man es unter Steinöl aufbewahren muss. In der Luft geschmolzen, entzündet es sich und verbrennt mit violetter Flamme. Auf Wasser entzündet es sich augenblicklich, indem es dasselbe unter Feuererscheinung zersetzt; ohne Luftzutritt entwickelt es aus dem Was-

ser mit grosser Heftigkeit und unter Erglühen des entstehenden Kalihydrats, das sich dann im Wasser auflöst, Wasserstoffgas. Ausserdem entzieht das Kalium bei erhöhter Temperatur, meist unter Feuerentwicklung, den meisten oxydirten Körpern den Sauerstoff, daher verbrennt es, ausser in Sauerstoffgas, auch in allen übrigen sauerstoffhaltigen Gasarten, z. B. im Stickoxydgas, im Kohlensäuregas. Eben so verbrennt es in Chlorgas und entzieht den meisten Chlorverbindungen, unter Feuerentwicklung, das Chlor; ferner in Schwefelwasserstoffgas, in Phosphorwasserstoffgas, in Fluorkieselgas u. s. w., unter Zersetzung dieser Gase und Bildung von Kaliumverbindungen.

Darstellung. a) Durch Zersetzung von Kalihydrat mittelst des electrischen Stromes. b) Durch Zersetzung von Kalihydrat mittelst metallischen Eisens in der Weissglühhitze. c) Durch Destillation eines Gemenges von kohlen-saurem Kali und Kohle (geglühtem Weinstein) in der Weissglühhitze aus einer Retorte von Schmiedeeisen.

Kali, Kaliumoxyd, $\text{K} = 47,1$. Entsteht bei der Verbrennung von Kalium in trockenem Sauerstoffgas. Es ist weiss, spröde und vereinigt sich mit Wasser unter Feuererscheinung zu Hydrat. Bei gelindem Erhitzen von Kalium in Sauerstoffgas entsteht ein gelbes Superoxyd, KO_4 , welches sich mit Wasser, unter Sauerstoff-Entwicklung, in Kalihydrat verwandelt.

Kalihydrat, $\text{KH} = 56,1$ (kaustisches Kali, Lapis causticus). Es wird in der Regel aus dem kohlen-sauren Kali bereitet. Letzteres ist die gewöhnliche Form, in welcher das Kali in den Gewerben, namentlich zur Glas- und Seifen-Fabrication, in ungeheurer Menge gebraucht wird. Zu diesem Zweck wird es aus der Holzasche und überhaupt Pflanzenasche im Grossen gewonnen. Die Asche ist ein Gemenge von unlöslichen und löslichen Salzen. Das wesentlichste unter den letzteren ist das kohlen-saure Kali. Die Asche wird mit Wasser ausgelaugt und diese Lauge zur Trockne abgedampft, wodurch ein durch unverbrannte organische Materien noch braun gefärbtes, unreines kohlen-saures Kali

erhalten wird. Diese Masse wird hierauf in Flammöfen weiss gebrannt (calcinirt) und heisst dann *Pottasche*.

Die Pottasche ist ein, mit anderen Salzen mehr oder weniger verunreinigtes kohlen-saures Kali. Sie ist eine feste, weisse, durch Mangan häufig auch grünlich oder bläulich gefärbte Masse, zerfliesst in der Luft, und hat einen scharfen alkalischen Geschmack. Durch Auflösen in sehr wenigem Wasser, Abseihen der Kieselsäure, Auskrystallisiren der fremden Salze und Eindampfen der übrig bleibenden Auflösung, bereitet man daraus ein reineres kohlen-saures Kali.

Das kohlen-saure Kali verliert bei keiner Temperatur die Kohlensäure; die Verwandlung in Kalihydrat kann nur auf nassem Wege geschehen. Zu diesem Endzweck wird 1 Th. reines kohlen-saures Kali in wenigstens 10 Th. Wasser aufgelöst, und die Auflösung in einem blanken eisernen oder silbernen Kessel zum Kochen gebracht. Alsdann wird, unter fortwährendem Kochen, nach und nach in kleinen Antheilen reiner gelöschter Kalk (Kalkhydrat) hinzugegeben, welcher dem Kali die Kohlensäure entzieht und sich als kohlen-saurer Kalk unlöslich absetzt, von dem die geklärte Kalilösung abgelaassen wird; zu 1 Th. kohlen-saurem Kali ist der gelöschte Kalk von $\frac{1}{2}$ Th. gebranntem Kalk nöthig. Die geklärte Auflösung (kaustische Lauge) wird hierauf in einem blanken eisernen oder silbernen Gefäss rasch bis zur Trockne eingedampft, und das zurückbleibende Kalihydrat in einem silbernen Tiegel bei Glühhitze geschmolzen.

Zur Bereitung von vollkommen reiner Kalilauge im Kleinen erhitzt man 1 Th. reines zerriebenes salpetersaures Kali (Salpeter) mit 2 bis 3 Th. fein geschnittenem, dünnem Kupferblech in einem Tiegel von Eisen oder Kupfer bis zum Glühen, wodurch die Salpetersäure zerstört und ein Gemenge von Kupferoxyd und Kali erhalten wird. Durch Wasser wird letzteres als Hydrat ausgezogen und die in einem verschlossenen Gefäss geklärte Lauge klar decanthirt.

Das Kalihydrat ist weiss, hart, spröde; zerfliesst sehr schnell an der Luft; löst sich in Wasser mit starker Erhitzung auf, ist auch in Alkohol löslich, wodurch es von kohlen-saurem Kali zu trennen ist, schmeckt höchst ätzend,

und wirkt auf die meisten Pflanzen- und Thierstoffe verändernd oder zerstörend. Seine Auflösung greift das Glas an, und beim Schmelzen in thönernen Gefäßen löst es dieselben auf. Aus der Luft zieht es, mit dem Wasser, auch sehr rasch die Kohlensäure an. Schmilzt noch unter der Glühhitze, und fließt wie ein Oel; verdampft in stärkerer Hitze, ohne sein Hydratwasser zu verlieren, welches 17 Procent beträgt.

Das Kali ist die stärkste Salzbasis und scheidet alle übrigen Basen aus ihren Salzen aus.

Schwefelkalium. — Kalium und Schwefel zusammengeschmolzen, vereinigen sich unter starker Feuerentwicklung. Nach Umständen können sich beide Stoffe nach 4 Verhältnissen mit einander vereinigen zu KS , KS^2 , KS^3 , KS^5 .

Das *Einfach*-Schwefelkalium, KS , ist eine dunkelrothe, krystallinische, schmelzbare Masse, in Wasser ohne Farbe und unter Erhitzung leicht löslich, zerfließt schon in der Luft, und entwickelt mit Säuren Schwefelwasserstoffgas, ohne Abscheidung von Schwefel. In der Luft erhitzt, verbrennt es zu schwefelsaurem Kali. Es wird erhalten, indem man neutrales schwefelsaures Kali mit Kohle bei starker Glühhitze oder in Wasserstoffgas schmilzt*). In aufgelöster Form erhält man es, indem man eine Lösung von Kalihydrat in zwei gleiche Hälften theilt, die eine vollkommen mit Schwefelwasserstoffgas sättigt und dann die andere zumischt. — Dieses Schwefelkalium ist die stärkste Schwefelbasis; es verbindet sich mit den Sulfiden von Wasserstoff, Kohlenstoff, Arsenik, Antimon, die es leicht auflöst. Seine Lösung reagirt stark alkalisch.

Schmilzt man gleiche Theile kohlen-saures Kali und Schwefel zusammen, was selbst in Glas ausführbar ist, so

*) Glüht man schwefelsaures Kali heftig mit viel mehr Kohle als zu seiner Reduction erforderlich ist, z. B. 2 Th. Salz mit 1 Th. Kienrus, so bekommt man ein Schwefelkalium, welches, in Folge seines höchst fein zertheilten Zustandes und durch die Wirkung der damit gemengten porösen Kohlentheilchen, sich von selbst an der Luft entzündet. Diese Masse heisst *Pyrophor*.

entsteht, unter Entweichung der Kohlensäure, eine braune, spröde Masse, die ehemals sogenannte *Schwefelleber*. Sie besteht aus einem Gemenge von $\frac{1}{4}$ schwefelsaurem Kali und $\frac{3}{4}$ *Fünffach*-Schwefelkalium, KS^5 . Dieses Schwefelkalium riecht und schmeckt nach Schwefelwasserstoff, zerfließt an der Luft und löst sich mit gelber Farbe in Wasser auf. Säuren entwickeln daraus Schwefelwasserstoffgas, unter gleichzeitiger Fällung von weissem pulverförmigen Schwefel (Schwefelmilch).

Auf dieselbe Weise bildet sich durch Zusammenschmelzen von Schwefel und Kalihydrat, und durch Kochen von Schwefel mit kaustischer Kalilauge ein Mehrfach-Schwefelkalium; in letzterem Falle aber bildet sich zugleich nicht schwefelsaures, sondern dithionigsaures Kali. Wird eine Auflösung von Schwefelkalium in Berührung mit der Luft gelassen, so absorbirt sie rasch Sauerstoffgas, und das Schwefelkalium verwandelt sich zuerst in dithionigsaures, zuletzt in schwefelsaures Kali; die höheren Schwefelungsstufen setzen dabei zugleich Schwefel ab.

Selenkalium ist in Wasser mit rother Farbe löslich. An der Luft setzt die Lösung alles Selen als röthlich-schwarzes Pulver ab; mit Säuren entwickelt sie Selenwasserstoffgas.

Tellurkalium wird von Wasser mit tief purpurrother Farbe gelöst. An der Luft setzt die Lösung rasch alles Tellur als graues Pulver ab; mit Säuren entwickelt sie Tellurwasserstoffgas.

Phosphorkalium. Phosphor und Kalium, bei Ausschluss der Luft zusammengeschmolzen, vereinigen sich mit Feuerentwicklung zu einer braunen Masse, die in Wasser Phosphorwasserstoffgas entwickelt.

Arsenikkalium. Kalium und Arsenik vereinigen sich unter starker Feuererscheinung. Die Verbindung ist braun und entwickelt mit Wasser Arsenikwasserstoffgas unter Abscheidung von Arsenik.

Antimonkalium entsteht unter Feuererscheinung. Es wird auch gebildet durch Zusammenschmelzen von Antimon mit Kohle und kohlensaurem Kali. Metallglänzend. Ent-

wickelt in Wasser reines Wasserstoffgas unter Abscheidung des Antimons.

S a l z e.

In den Auflösungen der Kaliumsalze bewirkt eine concentrirte Auflösung von Weinsäure oder Ueberchlorsäure einen weissen, krystallinischen, und eine Platinchlorid-Lösung einen gelben Niederschlag (von zweifach-weinsaurem oder überchlorsaurem Kali oder Chlorplatinkalium). Die flüchtigen Kaliumsalze, z. B. Chlorkalium, färben nichtleuchtende Flammen blaulich-violett. Ihr Spectrum hat eine rothe und eine blaue Linie.

Chlorkalium, KCl. Findet sich in kleiner Menge im Meerwasser und in Salzsoolen. Krystallisirt in farblosen, durchsichtigen Würfeln; schmeckt wie Kochsalz, ist in Wasser leicht löslich, schmilzt bei Glühhitze. Entsteht bei der von selbst erfolgenden Entzündung von Kalium in Chlorgas; ferner durch Auflösen von kohlensaurem Kali in Salzsäure, oder Glühen desselben in Chlorgas. Wird auch bei mehreren technischen Operationen als Nebenproduct gewonnen.

Bromkalium, KBr, krystallisirt in luftbeständigen Würfeln, ist überhaupt dem Chlorkalium sehr ähnlich.

Jodkalium, KJ, ist in der Asche von Seepflanzen (in der Varec-Soda) enthalten. Kann auf verschiedene Weise bereitet werden: *a)* durch Sättigen von reinem kohlensaurem Kali mit Jodwasserstoffsäure. *b)* Durch Auflösen von Jod bis zur Sättigung in Kalihydrat-Lösung, wobei sich Jodkalium und jodsaures Kali bilden. Zur Verwandlung des letzteren in Jodkalium wird der Lösung $\frac{1}{10}$ vom Gewicht des angewandten Jods an reinem, ausgeglühtem Kienrus zugemischt, zur Trockne verdunstet und die Masse gelinde geglüht, worauf sie in Wasser aufgelöst, die Lösung nöthigenfalls filtrirt und zur Krystallisation verdunstet wird. *c)* Man bereitet eine Lösung von Eisenjodür, indem man Jod mit Eisen und Wasser in Berührung lässt, bis es sich aufgelöst hat. Aus dieser Lösung wird das Eisen als

schwarzbraunes Oxydul-Oxydhydrat durch eine Auflösung von Jod in verdünnter Kalilauge vorsichtig ausgefällt. Auf 3 Th. Jod, zur Bereitung von Eisenjodür, löst man 1 Th. in der erforderlichen Menge Kalilauge.

Das Jodkalium krystallisirt in Würfeln, die theils klar, theils weiss undurchsichtig sind; schmeckt scharf salzig, ist in Wasser sehr leicht löslich, auch löslich in Weingeist. Schmilzt bei Glühhitze. Chlor- und Brom-Wasser, sowie rothe Salpetersäure, fällen aus seiner Lösung das Jod. Es ist die Hauptform, in der das Jod als Medicament angewendet wird.

Fluorkalium, KF, ist zerfliesslich.

Fluorkieselkalium, $3KF + 2SiF_3^*$), bildet ein weisses, fast unlösliches Pulver, und scheidet sich als ein sehr durchscheinender unkrystallinischer, farbenspielender Niederschlag ab, wenn man Kali mit Fluorkieselwasserstoffsäure sättigt oder diese zu einem aufgelösten Kalisalz mischt. Giebt beim Schmelzen mit Kalium amorphes, beim Schmelzen mit Aluminium krystallisirtes Silicium.

Cyankalium, KCy. Entsteht unter Feuererscheinung beim Erhitzen von Kalium in Cyangas; unrein durch Glühen von Pottasche mit thierischen Substanzen. (S. ferner Cyan S. 48.) Wird am vortheilhaftesten erhalten durch Schmelzen eines innigen Gemenges von wasserfreiem Kaliumeisencyanür und der Kohle von einem gleichen Gewicht Weinstein; oder, gemengt mit cyansaurem Kali, durch Schmelzen von 8 Th. wasserfreiem Doppelcyanür mit 3. Th. reinem kohlensauren Kali in einem eisernen Tiegel und Abgiessen des geschmolzenen Salzes vom reducirten Eisen. Sehr rein erhält man es durch Sättigung einer Auflösung von Kalihydrat in Alkohol mit Cyanwasserstoffsäure. — Farblos, in Würfeln krystallisirend, leicht schmelzbar, reagirt alkalisch, schmeckt und riecht nach Blausäure, sehr giftig. An der Luft geschmolzen, verwandelt es sich in cyansaures Kali, eben so beim Schmelzen mit Bleioxyd und mehreren anderen Oxyden unter Reduction der Metalle.

*) $KF + SiF_2$, wenn $Si = 14$.

In Wasser leicht löslich; durch Kochen dieser Auflösung wird es in Ammoniak und ameisensaures Kali verwandelt.

Rhodankalium, $K_2C_2N_2S_2$, entsteht durch Erwärmen einer Auflösung von Cyankalium mit Schwefelblumen. Am zweckmässigsten erhält man es durch Zusammenschmelzen von 46 Th. wasserfreiem Kaliumeisencyanür, 17 Th. kohlen-saurem Kali und 32 Th. Schwefel. Aus der Masse wird es mit heissem Alkohol ausgezogen. Grosse, farblose Prismen, in Wasser unter starker Kälte-Erzeugung löslich. Leicht schmelzbar.

Schwefelsaures Kali. *Neutrales* K_2S , bildet harte, schwerlösliche, bitterlich schmeckende Krystalle des rhombischen Systems ohne Wasser. Wird häufig als Nebenproduct gewonnen. *Zweifach*-schwefelsaures Kali, $K_2S + H_2S$, krystallisirt ebenfalls, in der Form des Schwefels, schmeckt sauer, ist leicht löslich, leicht schmelzbar und verliert dabei sein Wasser und bei anhaltender Glühhitze seine überschüssige Säure. Es wird durch Zusammenschmelzen des neutralen mit seinem halben Gewicht Schwefelsäure, oder als Nebenproduct bei der Bereitung der Salpetersäure erhalten.

Schwefligsaures Kali, $K_2S + 2aq.$, entsteht durch genaues Sättigen einer verdünnten Auflösung von kohlen-saurem Kali mit schwefliger Säure. Sehr leicht lösliche Krystalle. Ein wasserfreies, zweifach-saures Salz, K_2S_2 , entsteht auf dieselbe Weise bei Anwendung einer warmen concentrirten Lösung. Luftbeständige, harte, schwer lösliche Krystalle. Aus der mit schwefliger Säure übersättigten Lösung scheidet Alkohol $K_2S + H_2S$ ab.

Dithionsaures Kali, K_2S_2 , durch Zersetzung des dithion-sauren Manganoxyduls (S. 63) mit kohlen-saurem Kali zu erhalten. Luftbeständige Krystalle.

Dithionigsaures Kali, K_2S_2 , entsteht durch Kochen einer Auflösung von neutralem schwefligsauren Kali mit Schwefelpulver. Krystallisirt mit verschiedenem Wassergehalt. Sehr leicht löslich.

Trithionsaures Kali, $\text{K}_2\text{S}_3\text{O}_5$, entsteht durch Einleiten von schwefligsaurem Gas in eine Lösung von dithionigsaurem Kali oder von Schwefelkalium. Es bildet farblose, leicht lösliche Prismen ohne Wasser.

Selensaures Kali, K_2Se , krystallisirt in derselben Form wie das schwefelsaure.

Phosphorsaures Kali, K_3P , entsteht durch Glühen von Phosphorsäure mit überschüssigem kohlsauren Kali, wobei 3 Aeq. Kohlensäure ausgetrieben werden. Es bildet kleine Krystalle und ist leicht löslich. Sättigt man kohlsaures Kali mit gewöhnlicher Phosphorsäure bis zur sauren Reaction, so erhält man grosse, wohl ausgebildete Krystalle des quadratischen Systems vom Salz $\text{KH}_2 + \text{P}$.

Arseniksaures Kali, $\text{KH}_2 + \text{As}$, bildet grosse, luftbeständige, leicht lösliche Krystalle, von derselben Form wie das phosphorsaure Salz. Wird am besten erhalten durch Schmelzen von arseniger Säure mit dem gleichen Gewicht salpetersauren Kali's und Auflösen der weissen, krystallinischen Masse in Wasser.

Antimonsaures Kali, K_2Sb , entsteht durch Erhitzen von Antimon mit 4 Th. Salpeter, wobei sich ersteres unter Feuererscheinung oxydirt. Kaltes Wasser zieht aus der Masse überschüssiges Kali, kochendes alsdann das neutrale Salz aus, welches nur schwer krystallisirt. Der im Wasser unlösliche weisse Rückstand ist zweifach-saures Salz, welches auch durch Fällung der Auflösung des neutralen mit Kohlensäuregas erhalten wird.

Salpetersaures Kali, Salpeter, $\text{K}\ddot{\text{N}}$. — Grosse, gestreifte, gewöhnlich hohle 6seitige Prismen des rhombischen Systems, von kühlendem, scharf salzigem Geschmack; 100 Th. Wasser von 0° lösen 13 Th., und von 97° 236 Th. Salpeter auf. Schmilzt in der Glühhitze und erstarrt beim Erkalten zu einer undurchsichtigen krystallinischen Masse. Entwickelt in stärkerer Hitze Sauerstoffgas und verwandelt sich in salpetrigsaures Kali. Veranlasst in der Glühhitze

die Verbrennung von Kohle, Schwefel, Phosphor, Eisen, Zink mit grosser Heftigkeit (Verpuffung).

Der Salpeter wird in sehr grosser Menge verbraucht, vorzüglich zum Schiesspulver und zur Gewinnung der Schwefelsäure und Salpetersäure. Auch ist er wichtig als Medicament. Ein grosser Theil des Salpeters, der gewonnen wird, kommt an gewissen Orten, namentlich in heissen Climates, natürlich in der Erde vor; so in Bengalen, Aegypten, Ceylon, Ungarn. Unter dem Einfluss des Sauerstoffs der Luft bildet sich in solcher Erde aus den darin enthaltenen, faulenden und verwesenden stickstoffhaltigen organischen Materien Salpetersäure, die mit Basen, namentlich Kali und Kalk in Verbindung tritt. (Siehe ferner Ammoniak). Derselbe Vorgang findet statt bei der Salpeter-Gewinnung aus der künstlich zubereiteten Salpetererde, einem Gemenge von kali- und kalkhaltiger Erde mit faulenden und verwesenden organischen Abfällen aller Art, das, in lockere schmale Wände geformt und angefeuchtet, Jahre lang der Luft ausgesetzt wird. Aus solchen Erden werden dann die salpetersauren Salze durch Wasser ausgelaugt, indem man dabei, nach Bedarf, durch Zusatz von Holzasche das Kalksalz in Kalisalz verwandelt. Aus den Laugen wird zuerst der noch braune rohe Salpeter, und aus diesem durch Umkrystallisiren der reine Salpeter gewonnen.

Das *Schiesspulver* ist ein inniges Gemenge von durchschnittlich 75 Proc. Salpeter, 12 Schwefel und 13 Kohle, was sehr nahe 1 Aeq. Salpeter, 1 Aeq. Schwefel und 3 Aeq. Kohle entspricht, demnach bei der Abbrennung des Pulvers, gerade auf Schwefelkalium, Stickgas und Kohlensäuregas entstehen könnten. Uebrigens werden die Verhältnisse für verschiedene Pulversorten absichtlich etwas variirt.

Salpetrigsaures Kali, $\text{K}\ddot{\text{N}}$, am leichtesten zu erhalten durch Schmelzen von 1 Aeq. Salpeter mit 2 Aeq. Blei. Leicht löslich, zerfliesslich.

Chlorsaures Kali, $\text{K}\ddot{\text{Cl}}$. — Bildet monokline Krystalle, gewöhnlich perlmutterglänzende Krystallblättchen, schmeckt salpeterartig, ist in kaltem Wasser schwerlöslich, schmilzt

bei gelinder Hitze ohne Zersetzung, zersetzt sich bei stärkerer in Sauerstoffgas, Chlorkalium und überchlorsaures Kali, und verwandelt sich zuletzt ganz in Chlorkalium; detonirt, mit brennbaren Körpern (Schwefel, Phosphor) gemengt, schon durch Stoss oder Reiben mit heftigem Knall und Feuer. Wird erhalten, indem man eine concentrirte Auflösung von kaustischem Kali, oder vortheilhafter ein erwärmtes Gemenge von 1 Aeq. Chlorkalium und dem breiförmigen Hydrat von 6 Aeq. Kalk mit Chlorgas sättigt. (Vergl. S. 79.)

Ueberchlorsaures Kali, $\text{K}\ddot{\text{O}}\text{Cl}$, bildet rhombische Prismen, ist sehr schwerlöslich und wird durch freie Ueberchlorsäure aus allen Kalisalzen gefällt. Seine Bildung s. S. 78.

Jodsaures Kali, $\text{K}\ddot{\text{J}}$. Sehr kleine, schwerlösliche Krystalle. Scheidet sich als weisses Pulver ab bei der Auflösung von Jod in concentrirter Kalilauge.

Kohlensaures Kali. *Neutrales* $\text{K}\ddot{\text{C}}$, ist eine weisse, stark alkalisch schmeckende und reagirende Masse, zerfliesst schnell in der Luft, krystallisirt nur schwierig, schmilzt in starker Glühhitze. Bildet im unreinen Zustande die Pottasche (S. 135). Ausser aus dieser kann es auch durch Glühen von Weinstein (weinsaurem Kali) und Auslaugen der verkohlten Masse erhalten werden. *Zweifach*, $\text{K}\ddot{\text{C}} + \text{H}\ddot{\text{C}}$, krystallisirt in durchsichtigen, nicht zerfliesslichen monoklinen Krystallen; es verliert in der Hitze, nebst dem Wasser, die Hälfte der Säure. Zur Lösung bedarf es ungefähr 4 Th. kaltes Wasser. Durch Kochen seiner Auflösung verwandelt es sich in neutrales Salz. Wird erhalten, wenn man feuchte Pottasche oder befeuchteten, verkohlten Weinstein sich mit Kohlensäuregas sättigen lässt, z. B. über gährender Branntweinmaische.

Oxalsaures Kali. *Zweifach*, $\text{K}\ddot{\text{E}}, \text{H}\ddot{\text{E}} + 2\text{aq.}$, unter dem Namen *Kleesalz* bekannt, wird durch Abdampfen des Saftes vom Sauerklee (*Oxalis acetosella*) gewonnen. Es bildet weisse, schwerlösliche, monokline Krystalle von saurem Ge-

schmack. Durch Sättigung desselben mit kohlensaurem Kali erhält man das ebenfalls monoklin krystallisirende, leicht lösliche neutrale Salz, $\text{K}\ddot{\text{C}} + 2\text{aq.}$

Kieselsaures Kali macht einen Bestandtheil vieler Mineralien aus, so z. B. vom Feldspath. Kieselsäure mit überschüssigem kohlensaurem Kali zusammengeschmolzen, treibt eine Quantität Kohlensäure aus, deren Sauerstoffgehalt gleich ist dem der Kieselsäure. Es entsteht also K^3Si^2 . Man erhält dieses Salz rein durch Zusammenschmelzen von 50 Th. kohlensaurem Kali und 11 Th. Kieselsäure. Es ist amorph, zerfliesslich. Säuren fällen daraus gallertförmige Kieselsäure. Es giebt noch andere Kali-Silicate, die aber schwer auf bestimmten Sättigungsstufen zu erhalten sind, da sie wenigstens auf nassem Wege nicht krystallisiren. Kieselsaures Kali ist auch ein Bestandtheil vom meisten deutschen Glas. (Ueber dieses so wie über Wasserglas siehe kieselsaures Natron.)

Cyansaures Kali, $\text{K}\ddot{\text{C}}\text{y}$. Bildet Krystallblättchen ähnlich dem chlorsauren Kali, schmeckt salpeterartig, ist ohne Zersetzung schmelzbar, in Wasser leicht löslich. Die Auflösung verwandelt sich bald, besonders beim Erhitzen, in zweifach-kohlensaures Kali und Ammoniak, welches verdunstet. Am zweckmässigsten bereitet man es, indem man 8 Th. wasserfreies Kaliumeisencyanür mit 3 Th. trockenem kohlensauren Kali zusammenschmilzt und der schmelzenden Masse allmählig 18 Th. trocknes rothes Bleioxyd (Mennige) zumischt (vergl. S. 90). Das geschmolzene cyansaure Kali wird dann ausgegossen und aus siedendem Weingeist krystallisirt erhalten.

Kalium-Sulfhydrat, $\text{KS} + \text{HS}$ oder KH , bildet grosse, farblose, in der Luft zerfliessliche, scharf alkalisch schmeckende Krystalle, worin Basis und Säure gleichviel Schwefel enthalten. Wird erhalten durch Sättigung von Kalihydrat mit Schwefelwasserstoffgas, oder durch Glühen von Schwefelkalium oder kohlensaurem Kali in Schwefelwasserstoffgas.

Durch Auflösung der Sulfide von Kohlenstoff, Arsenik

und Antimon in einer Lösung von Schwefelkalium werden die Kalium-Schwefelsalze dieser Sulfide gebildet. Sie sind schwer oder gar nicht krystallisirbar.

Wird amorphes antimoniges Sulfid mit einer Lösung von Schwefelkalium übergossen, so ändert es seine rothe Farbe in eine braune um, indem es etwas Schwefelkalium aufnimmt. Eine ähnliche braune Verbindung, gemengt mit Antimonoxyd, wird erhalten durch Auflösen von gepulvertem schwarzem Schwefelantimon in einer siedenden Lösung von kohlensaurem Kali, bei deren Erkalten es sich absetzt. Dieses Präparat wird in der Pharmacie *Kermes minerale* genannt.

Legirungen des Kaliums. Das Kalium vereinigt sich mit den meisten Metallen. Im Allgemeinen entwickeln diese Legirungen in Wasser Wasserstoffgas, unter Oxydation des Kaliums und Zurücklassung des anderen Metalles.

2. N a t r i u m.

$$\text{Na} = 23.$$

Vorkommen. Aehnlich verbreitet wie das Kalium; als Natron mit Kieselsäure in vielen Gesteinen, ferner als natürliches kohlensaures, schwefelsaures, salpetersaures und borsaures Natron; ganz besonders aber als Chlornatrium (Steinsalz, Seesalz, Kochsalz). Auch sind Natriumsalze ganz allgemein im Pflanzen- und Thier-Organismus enthalten.

Eigenschaften. Dem Kalium sehr ähnliches, silberweisses, weiches, geschmeidiges Metall von 0,972 spec. Gewicht und 95°,6 Schmelzpunkt. Oxydirt sich etwas weniger leicht als das Kalium; entzündet sich nicht auf kaltem Wasser, oxydirt sich aber, darauf herumschwimmend und schmelzend, mit grosser Heftigkeit und Wasserstoffgas-Entwicklung. Auf heissem entzündet es sich. Mit Kalium schmilzt es leicht zusammen. Eine Legirung von 1 Th. Natrium mit 1 bis 10 Th. Kalium ist noch bei 0° flüssig, wie Quecksilber.

Darstellung. Durch Destillation eines Gemenges

von 100 Th. trockenem kohlen-saurem Natron mit 24 Th. Kohlenpulver aus einer Retorte von Schmiedeeisen bei Weissglühhitze. Die Reduction findet leichter statt als die des Kaliums.

Natron, $\text{Na} = 31$, *Natronhydrat*, $\text{NaH} = 40$. Ihre Eigenschaften und Bildung ganz ähnlich wie beim Kali; auch giebt es ein weisses Superoxyd, Na , das sich mit Wasser nur allmählig zersetzt. Das Natronhydrat zerfliesst nicht, sondern wird nur feucht und verwandelt sich nachher in trocknes kohlen-saures Salz. Die kaustische Natronlauge erhält man leicht, wenn man 1 Th. krystallisirtes kohlen-saures Natron in dem 8fachen Gewicht Wassers löst und die Lösung in einem verschlossenen Gefäss, unter öfterem Umschütteln, mit 1 Th. Kalkhydrat in Berührung lässt.

Das Natron wird in den Gewerben in gleicher Menge, und im Ganzen zu denselben Endzwecken, wie das Kali, gebraucht; es wird daher auf mehrfache Art im Grossen, und zwar stets als kohlen-saures Natron, gewonnen.

a) Gewisse Seen hinterlassen beim Verdunsten während der heissen Jahreszeit Salzmassen, die als Hauptbestandtheil kohlen-saures Natron enthalten. In manchen Gegenden wittert kohlen-saures Natron in so grosser Menge aus der Erde aus, dass es zum Gebrauch gesammelt und gereinigt werden kann.

b) In anderen Ländern wird es durch Verbrennung gewisser, an dem Meeresstrande wachsender oder cultivirter Pflanzen, besonders *Salsola*- und *Salicornia*-Arten, gewonnen; die zurückbleibende Asche ist halb geschmolzen und bildet graue, steinartige Massen, bekannt im Handel unter dem Namen *Soda*. Die beste Sorte, die *Barilla*, enthält 25 bis 30 Proc. kohlen-saures Natron. Viel ärmer daran, aber reicher an Jodkalium, sind die unter dem Namen *Kelp* und *Varec* bekannten Soda-Arten, die durch Verbrennung von Seetang erhalten werden.

c) Das meiste Natron wird jetzt aus Kochsalz gewonnen. Dieses wird zuvor in eigenen Oefen durch Schwefel-

säure in schwefelsaures Natron verwandelt. *) Das schwefelsaure Natron wird hierauf in Flammöfen mit kohlsaurem Kalk und Kohle zusammengeschmolzen. Die so gebildete, nach dem Erstarren graue, steinartige Masse ist im Wesentlichen ein Gemenge von kohlsaurem Natron und einer in Wasser unlöslichen Verbindung von Schwefelcalcium mit Kalk. Ersteres wird durch Wasser ausgelaugt, und durch Abdampfung der Laugen entweder wasserfreies oder krystallisirtes Salz erhalten.

Zu *Schwefel* etc. verhält sich das Natrium wie das Kalium.

S a l z e.

Sehr ähnlich den Kaliumsalzen; viele enthalten viel Krystallwasser und verwittern. Sie geben nicht die Kali-Reactionen. Sie färben die farblose Flamme gelb und geben eine intensiv gelbe Spectrallinie. Mit Fluorkieselwasserstoffsäure geben sie einen durchscheinenden Niederschlag von Fluorkieselnatrium, der unter dem Microscop aus Krystallen bestehend erscheint, während der entsprechende Niederschlag von Kaliumsalzen ganz amorph ist. Von diesen unterscheiden sie sich ferner dadurch, das sie mit antimonsaurem Kali einen krystallinischen Niederschlag von antimonsaurem Natron geben.

Chlornatrium, Steinsalz, Kochsalz, Seesalz, NaCl. Krystallisirt in Würfeln, häufig zu hohlen Pyramiden an einander gelagert; spaltbar nach den Würfelflächen; durchsichtig oder durchscheinend; von rein salzigem Geschmack; verknistert heftig beim Erhitzen, schmilzt in der Glühhitze und verdampft, erstarrt beim Erkalten wieder krystallinisch. In heissem Wasser kaum löslicher als in kaltem. Die gesättigte Auflösung enthält 27 Procent Salz. Unter 0° bilden sich in dieser Lösung monokline tafelförmige Krystalle mit 4 Atomen Krystallwasser, welches sich über 0° wieder davon trennt, unter Zurücklassung von würfelförmigem was-

*) Die dabei in grosser Menge als Nebenproduct erhaltene Salzsäure wird meist zur Fabrication von Chlorkalk verwendet.

serfreien Salz. Enthält 60,68 Proc. Chlor und 39,32 Proc. Natrium. — Das Chlornatrium entsteht bei der von selbst erfolgenden Verbrennung von Natrium in Chlorgas. Es wird wegen seines grossen Verbrauchs in ausserordentlicher Menge gewonnen: *a)* bergmännisch als Steinsalz; *b)* durch Verdunsten seiner als Salzquellen (Salzsoolen) natürlich vorkommenden Auflösung; *c)* durch Verdunsten des Meerwassers in der Sonnenwärme.

Brom-, Jod-, und Fluor-Natrium krystallisiren ebenfalls in Würfeln; die beiden ersteren sind leicht löslich, das Fluorsalz dagegen schwerlöslich.

Schwefelsaures Natron, Glaubersalz, $\text{Na}\ddot{\text{S}} + 10 \text{ aq.}$ Grosse, klare, in der Luft verwitternde säulenförmige Krystalle des monoklinen Systems, von kühlendem, bitterlich-salzigem Geschmack; 100 Th. Wasser von 0° lösen 12 Th., von 18° 48 Th., von 33° , wo das Maximum der Löslichkeit ist, 322 Th. Glaubersalz auf. Die 10 Atome Krystallwasser machen 55,76 Procent aus, das es beim Verwittern verliert. Schmilzt leicht beim Erwärmen in seinem Krystallwasser. Findet sich in vielen Mineralwassern; wird im Grossen aus Kochsalz und Schwefelsäure, und als Nebenproduct aus der Mutterlauge der Salinen, bei der Salmiak- und Salpetersäure-Gewinnung und mehreren anderen Processen gewonnen; dient zur Fabrication der künstlichen Soda und des Glases; ist auch als Arzneimittel wichtig. — Aus einer gesättigten Auflösung bei $+40^\circ$ krystallisirend, schiesst es in wasserfreiem Zustande in rhombischer Form an. Wird eine bei 33° gesättigte Lösung zum Sieden erhitzt, so scheidet sich eine Menge Salz in wasserfreiem Zustande als ein Salzpulver ab. Auch bildet es ein saures Salz. Wasserfreies schwefelsaures Natron mit schwefelsaurem Kali zu gleichen Atomgewichten zusammengeschmolzen, giebt nach dem Erstarren eine glasige, amorphe Masse. Aus ihrer siedendheiss gesättigten Lösung in Wasser setzt sich unter lebhafter Lichtentwicklung ein krystallisirtes Doppelsalz ab, welches beim Umkrystallisiren die Lichtentwicklung nicht wieder zeigt.

Dithonsaures Natron, $\text{Na}\ddot{\text{S}} + 2\text{aq.}$, krystallisirt in gros-

sen, luftbeständigen rhombischen Prismen. Man erhält es durch Zersetzung einer Auflösung von unterschwefelsaurem Manganoxydul (s. S. 63) mit einer Auflösung von Schwefelnatrium oder kohlensaurem Natron.

Dithionigsaures Natron, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + 5\text{aq.}$, bildet grosse, leicht lösliche Prismen des monoklinen Systems. Es entsteht, wenn man eine concentrirte Lösung von Schwefelnatrium sich an der Luft oxydiren lässt, oder wenn man eine Lösung von neutralem schwefligsaurem Natron mit einer heiss gesättigten Lösung von Schwefel in Aetznatronlauge vermischt. Wird in der Photographie gebraucht.

Salpetersaures Natron, NaNO_3 , krystallisirt hexagonal in stumpfen Rhomboëdern; verhält sich im Ganzen wie Salpeter, und wird wie dieser angewendet; auch dient es zur Gewinnung von Salpeter, indem man es in Auflösung sich wechselseitig mit Pottasche oder Chlorkalium zersetzen lässt. Findet sich natürlich in einem unerschöpflichen Lager in Peru und kommt unter dem Namen Chilisalpeter in den Handel.

Chlorsaures Natron, NaClO_3 , bildet tetraëdrische Krystalle mit nicht congruenten Combinationsflächen, ist sehr leicht löslich, kann daher nicht wie das Kalisalz bereitet werden.

Ueberchlorsaures Natron, NaClO_4 , ist zerfliesslich.

Unterchlorigsaures Natron, NaClO_2 , entsteht durch Einleiten von Chlorgas in eine Auflösung von kohlensaurem Natron. Die Flüssigkeit enthält nachher zugleich Chlornatrium und zweifach-kohlensaures Natron. Dient als Oxydationsmittel und zur Zerstörung fauler Gerüche und Ansteckungstoffe.

Dreibasisch-phosphorsaures Natron, $(\text{Na}^2\text{H}_2\text{P}) + 24\text{aq.}$. Ist im Harn enthalten. Wird durch Sättigung der aus den Knochen gewonnenen Phosphorsäure mit kohlensaurem Natron bereitet. Bildet grosse, klare, leicht verwitternde Krystalle des monoklinen Systems; reagirt alkalisch. Enthält fast 63 Procent oder 25 Atome Wasser, wovon es, bei Temperaturen unter 100° erwärmt, 24 Atome verliert; das 25ste

geht erst beim Glühen weg und gehört zur Basis. Mit neutralen Silbersalzen bildet es einen Niederschlag von gelbem $3\text{AgO}, \text{PO}^5$. — Bei $+31^\circ$ krystallisirt es in einer anderen Form und enthält dann nur 15 At. Wasser, von denen 14 bei 100° weggehn, das 15te erst beim Glühen.

Wird die Auflösung des gewöhnlichen phosphorsauren Natrons mit Natronlauge versetzt und abgedampft, so erhält man ein Salz in dünnen Prismen, welches $3\text{NaO}, \text{PO}^5 + 24\text{aq.}$ ist und schon durch Kohlensäure in das gewöhnliche verwandelt wird.

Wird dem ersteren noch eben so viel Phosphorsäure, als es schon enthält, zugesetzt und abgedampft, so krystallisirt das Salz $(\text{NaO}, 2\text{HO}, \text{PO}^5) + 2\text{aq.}$ Es enthält im Ganzen 26 Procent Wasser, wovon bei einer gewissen Temperatur die Hälfte weggeht. Die anderen 2 Atome, die zur Basis gehören, gehen erst bei stärkerem Erhitzen weg. Erwärmt man es bis zu 200° , so verliert es 3 Atome Wasser, und ist dann $(\text{NaO}, \text{HO}), \text{PO}^5$, welches in Wasser sehr löslich und nicht krystallisirbar ist. Es giebt dieselben Niederschläge, wie das pyrophosphorsaure Natron.

Einbasisch-phosphorsaures Natron, $\text{Na}\ddot{\text{P}}$, entsteht durch schwaches Glühen des vorigen. Es ist eine in Wasser unlösliche Salzmasse. Erhitzt man aber das Salz bis zum Schmelzen, so erhält man es in auflöslichem Zustand, und selbst an der Luft zerfließend.

Zweibasisch-phosphorsaures (pyrophosphors.) Natron, $\text{Na}_2\ddot{\text{P}}$, entsteht durch Glühen des verwitterten, gewöhnlichen phosphorsauren Natrons, welches dann nach dem Wiederauflösen und Krystallisiren durch das Austreten des basischen Wasseratoms ein ganz anderes Salz geworden ist. Es enthält nun 40,7 Procent oder 10 Atome Krystallwasser, bildet monokline Krystalle und verwittert nicht in der Luft. Mit neutralen Silbersalzen bildet es einen weissen Niederschlag von $2\text{AgO}, \text{PO}^5$.

Arseniksaures Natron, $(\text{Na}_2\text{H}, \ddot{\text{As}}) + 24\text{aq.}$ ist isomorph mit dem dreibasischen phosphorsauren Salz. Es krystallisirt auch mit 14aq.

Antimonsaures Natron. $\text{Na}\ddot{\text{S}}\text{b}$, ist ein krystallinisches Pulver, in Wasser unlöslich.

Kohlensaures Natron. Das *neutrale*, $\text{Na}\ddot{\text{C}} + 10\text{aq.}$, (aus der Soda) bildet grosse, in der Luft leicht verwitternde Krystalle des monoklinen Systems, mit fast 63 Procent Krystallwasser, in welchem es beim Erwärmen leicht schmilzt unter Abscheidung von $\text{Na}\ddot{\text{C}} + 1\text{aq.}$ Zwischen 30° und 40° krystallisirt das kohlensaure Natron mit 5 und 8 Aeq. aq. in anderen Formen. Es schmeckt und reagirt alkalisch, ist in Wasser leicht löslich. 100 Th. Wasser lösen bei 14° 60 Th., bei 56° 833 Th., bei 104° (dem Siedepunkt der gesättigten Lösung) 445 Th. krystallisirtes Salz mit 10aq. auf. Das wasserfreie Salz ist leichter schmelzbar als kohlensaures Kali. Gleiche Aeq. beider Salze schmelzen noch leichter zusammen. *Zweifach*, $\text{Na}\ddot{\text{C}} + \text{H}\ddot{\text{C}}$, welches in kleinen, viel weniger leichtlöslichen Krystallen anschießt, wird auf ähnliche Weise wie das entsprechende Kalisalz erhalten, am zweckmässigsten durch Sättigen eines innigen Gemenges von 1 Th. krystallisirtem und 3 Th. entwässertem neutralen Salz mit Kohlensäuregas. Ist in den alkalischen Mineralwassern enthalten, namentlich in bedeutender Menge im Carlsbader. Verwandelt sich beim Kochen seiner Lösung in NaO, CO_2 . Wird als Medicament und bei der Brodbereitung gebraucht. *Anderthalb*, $2\text{Na}\ddot{\text{C}} + \text{H}\ddot{\text{C}} + 2\text{aq.}$, findet sich in Aegypten und Mexico in den Natronseen und heisst im Handel Trona oder Urao.

Borsaures Natron, *zweifach*, $\text{Na}\ddot{\text{B}}^2 + 10\text{aq.}$, (Borax). Klare, harte, schwerlösliche Krystalle des monoklinen Systems; schmeckt und reagirt schwach alkalisch; bläht sich beim Erhitzen stark auf, unter Verlust seines Krystallwassers; schmilzt in der Glühhitze und erstarrt zu einem amorphen, klaren Glas. Bei ungefähr 60° krystallisirt es aus seiner Lösung mit nur 5 Aeq. Wasser in regulären Octaedern. Wird beim Löthen der Metalle, bei der Glasfabrikation, zu Glasuren und als Fluss bei Metallreduktionen gebraucht. Kommt unter dem Namen *Tinkal*, mit einer

seifenartigen Substanz überzogen, aus Tibet. Ein grosser Theil wird auch aus der natürlichen Borsäure und kohlen-saurem Natron gemacht. Das *neutrale* Salz, $\text{NaB} + 8\text{aq.}$, erhält man durch heftiges Glühen eines innigen Gemenges von 1 Atomgewicht Borax mit 1 Atom kohlen-saurem Natron. Das Salz ist sehr schwer schmelzbar, in Wasser leicht löslich, krystallisirbar. Es zieht Kohlensäure aus der Luft an, und verwandelt sich in Borax und kohlen-saures Natron.

Kieselsaures Natron. Ist ein Bestandtheil vieler als Mineralien vorkommenden Doppel-Silicate. Aus einer bis zu einem gewissen Grade gesättigten Lösung von Kieselsäure in Natronlauge krystallisirt in grossen, leichtlöslichen Prismen das Salz $\text{Na}^3\text{Si}^2 + 18\text{aq.}^*)$

Das *Natron-Wasserglas* ist ein durchsichtiges, in Glüh-hitze schmelzbares, glasähnliches, in Wasser lösliches Natron-Silicat, dessen Lösung, vermischt mit Kreide, zum Anstrich, namentlich als vor Feuer schützender Ueberzug auf Holz, Leinwand etc. und zur Erhärtung von weichen porösen Bausteinen angewendet wird. Es wird gewonnen durch Auflösen von Feuerstein oder Infusorienerde in heisser Natronlauge oder durch Schmelzen eines Gemenges von 100 Th. Quarzsand, 60 Th. wasserfreiem Glaubersalz und 20 Th. Kohlenpulver.

Das *Glas* ist ein amorphes zusammengeschmolzenes Gemenge im Wesentlichen von kieselsaurem Alkali mit kieselsaurem Kalk und häufig auch kieselsaurem Bleioxyd. Das Alkali ist entweder Kali oder Natron, oder beide zugleich. Auch die quantitativen Verhältnisse sind in den verschiedenen Glassorten sehr ungleich, wie folgende Beispiele zeigen:

*) $\text{NaSi} + 6\text{aq.}$, wenn $\text{Si} = 14$.

Zusammensetzung verschiedener Glassorten:

Bestand- theile.	Weisses böhmisch.	Weisses französ.	Bouteillen- glas.	Krystall- glas.	Flint- glas.
Kieselsäure . .	76	72	60	52	45
Kali	15	—	3	9	11
Natron	—	17,5	—	—	—
Kalk	8	7	18	—	—
Magnesia	—	—	7	—	—
Thonerde	1	2,5	7	1	—
Eisenoxyd . . .	—	—	4,5	1	—
Manganoxyd . .	—	1	0,5		
Bleioxyd	—	—	—	37	44

Die Hauptmaterialien zur Glasfabrication sind: Sand oder Quarz, Pottasche oder Soda (auch Glaubersalz), und Kalk. Diese Substanzen werden in bestimmten, durch die Erfahrung gefundenen, Verhältnissen mit einander gemengt, und diese Masse (der *Glassatz*) gut ausgetrocknet in die schon glühenden Häfen im Glasofen eingetragen, und nun durch anhaltendes starkes Feuer zu Glas geschmolzen. Im geschmolzenen Zustande hat das Glas eine eigenthümliche, dickflüssige, zähe Beschaffenheit, wovon seine Formbarkeit durch Blasen abhängt. Die meisten Glasgegenstände werden geblasen (Hohlglas, Tafelglas), andere werden gegossen und zum Theil durch Pressen geformt. Alle fertigen Gegenstände müssen, um nicht nachher bei Temperaturwechsel leicht zu springen, sehr langsam abgekühlt werden, und kommen zu diesem Endzweck noch glühend in den dunkel glühenden Kühlöfen, mit dem man sie erkalten lässt. Bei der Verfertigung des Bleiglasses (Flintglas, Krystallglas) wird dem Glassatz noch eine gewisse Menge Mennige (rothes Bleioxyd) zugesetzt. Zum Bouteillenglas wird gewöhnliche Holzasche und selbst ausgelaugte Asche genommen. Bei der Verfertigung des weissen Glases wird meist eine kleine Menge Braunstein (Mangansuperoxyd) zugesetzt, was zur Entfärbung des Glases dient; zu demselben Endzweck auch etwas Salpeter.

Das Glas ist von verschiedener Schmelzbarkeit; das

bleihaltige ist das leichtflüssigste. Wird Glas lange Zeit bis zum Erweichen glühend erhalten, so wird es porzellanähnlich, undurchsichtig, weiss, krystallinisch. Die gefärbten Glasarten werden durch Zusatz von färbenden Metalloxyden hervorgebracht, z. B. rothes durch Goldpurpur oder Kupferoxydul, blaues durch Kobaltoxydul, grünes durch Kupferoxyd, weisses durch Zinnoxid u. s. w. Das Milchglas wird durch Zusatz von gebrannten Knochen erhalten. Die Masse zu den künstlichen Edelsteinen (Glasflüssen) ist ein durch ein Metalloxyd gefärbtes, leicht schmelzbares, reines Bleiglas. Das Email ist ebenfalls ein bleihaltiges, gewöhnlich durch Zinnoxid weiss und undurchsichtig gemachtes Glas.

Natrium-Sulfarseniat, $\text{Na}_3^{\text{As}} + 15\text{aq.}$, entsteht, wenn 15 Th. Auripigment mit 20 Th. kohlensaurem Natron, 6 Th. Schwefel und 3 Th. Kohle zusammengesmolzen, die Masse nachher in Wasser aufgelöst, mit 4 Th. Schwefel erhitzt, filtrirt und die Lösung mit einer Schicht Alkohol übergossen hingestellt wird. Es bildet blassgelbe, sehr glänzende, luftbeständige schiefe rhombische Säulen. Aus seiner Lösung fallen Säuren, unter Schwefelwasserstoff-Entwicklung, blassgelbes Arseniksulfid.

Natrium-Sulfantimoniat, $\text{Na}_3^{\text{Sb}} + 18\text{aq.}$, krystallisirt in grossen, blassgelben Tetraëdern, ist in Wasser leicht löslich und nach Verlust des Wassers ohne Zersetzung in Glühhitze schmelzbar. Aus seiner Lösung fallen Säuren, unter Schwefelwasserstoff-Entwicklung, orangefarbenes Antimonsulfid (Sulphur auratum), welches auf diese Weise bereitet wird. An der Luft zersetzt es sich. Man erhält dieses Salz durch Zusammenschmelzen von 8 Th. wasserfreiem schwefelsauren Natron, 4 Th. schwarzem Schwefelantimon und 1 Th. Kohlenpulver, Auflösen der Masse in wenigem Wasser, und Kochen der Lösung mit 1 Th. Schwefel, bis dieser sich aufgelöst hat. Aus der filtrirten Lösung scheidet sich das Salz in Krystallen ab. Oder man vermischt eine Auflösung von 9 Th. krystallisirtem kohlensauren Natron in 40 Th. Was-

ser mit dem breiförmigen Hydrat von $2\frac{1}{2}$ Th. Kalk, $4\frac{1}{2}$ Th. sehr fein geriebenem Schwefelantimon und $1\frac{1}{2}$ Th. Schwefelblumen, kocht die Masse mehrere Stunden lang, filtrirt und kocht die Lösung bis zur Krystallisation ein.

3. C a e s i u m. 4. R u b i d i u m.

$$\text{Cs} = 123,4.$$

$$\text{Rb} = 85,4.$$

Diese beiden Alkalimetalle kommen sehr verbreitet, aber stets nur in sehr kleiner Menge vor. Man hat sie in einigen Mineralien, namentlich dem Lepidolith, in Salzsoolen, Mineralwassern und selbst in der Asche verschiedener Pflanzen, auch in der Pottasche, gefunden. Ihre Verbindungen sind zum Verwechseln ähnlich den entsprechenden Kalium-Verbindungen. Beide Metalle sind aber durch ihre hohen Atomgewichte und durch die sehr charakteristischen Spectrallinien, die auch zu ihrer Entdeckung 1860 durch Bunsen und Kirchhoff Veranlassung gaben, wesentlich vom Kalium verschieden. Die Caesiumsalze geben zwei eigenthümliche blaue, die Rubidiumsalze an anderen Stellen zwei blaue und zwei rothe Linien.

Das *Rubidium* ist silberweiss, sehr weich, bei $38^{\circ},5$ schmelzend, von 1,5 spec. Gewicht, entzündet sich von selbst an der Luft und auf Wasser mit violetter Flamme verbrennend, und verwandelt sich noch unter der Glühhitze in einen grünlich blauen Dampf.

5. L i t h i u m.

$$\text{L} = 7.$$

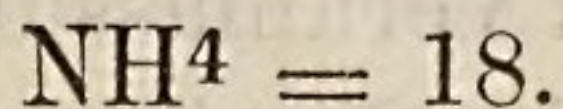
Vorkommen. Bis jetzt sehr selten, als Lithion, nur in einigen seltneren Mineralien; mit Kieselsäure vorzüglich im Petalit, Spodumen und Lithionglimmer; mit Phosphorsäure im Triphyllin.

Eigenschaften. Silberweisses, weiches, geschmeidiges Metall von 0,59 spec. Gewicht, also auf Steinöl schwimmend. Schmilzt bei 180° , zersetzt das Wasser, ohne sich darauf zu entzünden. Verbrennt in Sauerstoffgas und

Chlorgas mit weissem Licht. Zuerst von Bunsen isolirt dargestellt durch Zersetzung von glühend geschmolzenem Chlorlithium mittelst des electrischen Stroms.

Das *Lithion*, 1817 von Arfvedson entdeckt, verhält sich als Hydrat ähnlich dem Kalihydrat, wird aber an der Luft nicht feucht und ist in Wasser schwer löslich. Beim Schmelzen in Plattingefässen greift es dieselben sehr stark an, was als Kennzeichen für dieses Alkali dienen kann. Das *kohlensaure* Lithion bedarf 100 Th. Wasser zur Auflösung. Das *phosphorsaure* Lithion ist unlöslich und wird als ein weisses Pulver niedergeschlagen. Das *Chlorlithium* krystallisirt in Würfeln, ist leicht schmelzbar und höchst zerfliesslich. Die Lithionsalze färben die Weingeistflamme schön carminroth. Sie geben eine intensiv carminrothe Spectrallinie.

6. A m m o n i u m.



Das Ammonium ist kein einfacher Stoff, sondern ist aus Stickstoff und Wasserstoff zusammengesetzt; auch kennt man es noch nicht im ungebundenen Zustand, man muss es aber in Verbindungen existirend annehmen und für einen metallartigen Körper halten, weil es die Eigenschaft hat, mit Quecksilber ein festes Amalgam zu geben und mit den meisten Metalloiden Verbindungen einzugehen, die denen der Alkali-Metalle vollkommen analog sind. Jenes Amalgam entsteht, wenn man den — Poldraht einer electrischen Säule in Quecksilber, welches unter flüssigem Ammoniak liegt, und den +Poldraht der Säule in das Ammoniak leitet, oder wenn man Natrium-Amalgam in eine concentrirte Lösung von Salmiak (Chlorammonium) legt. Dieses Amalgam zersetzt sich ausser dem electrischen Kreise sogleich in Quecksilber, Ammoniak und Wasserstoffgas, und zwar in solchem Verhältnisse, dass man das Ammonium als aus 1 Volumen Stickgas und 4 Volumen Wasserstoffgas zusammengesetzt betrachten kann = NH^4 . 1 Volumen Stickgas und 3 Volumen Wasserstoffgas dagegen bil-

den das sogenannte flüchtige Alkali, das *Ammoniak* = NH_3 . Dieses erlangt seine basischen Eigenschaften erst dadurch, dass es sich in Berührung mit Wasser, Wasserstoffsäuren oder wasserhaltigen Sauerstoffsäuren in Ammonium verwandelt, welches dann mit dem Sauerstoff des Wassers oder dem Radical der Wasserstoffsäure in Verbindung tritt.

A m m o n i a k.

$$\text{NH}_3 = 17.$$

Eigenschaften. Farbloses Gas, von sehr heftigem, eigenthümlichem Geruch und 0,589 spec. Gewicht; durch starke Abkühlung oder einen Druck von $6\frac{1}{2}$ Atmosphäre bei $+10^\circ$ ist es zu einer farblosen, dünnen Flüssigkeit von 0,6234 sp. Gew. bei 0° condensirbar, die bei -80° krystallinisch erstarrt. Reagirt und schmeckt scharf alkalisch; bildet in Berührung mit sauren Gasen dicke, weisse Nebel. Durch eine mit Metalldraht gefüllte glühende Röhre geleitet, oder durch hindurchschlagende electrische Funken wird es zersetzt, verdoppelt dabei seinen Umfang, und wird in ein Gemenge von 3 Volumen Wasserstoffgas und 1 Vol. Stickgas verwandelt. Das Ammoniakgas enthält also in 1 Volumen $\frac{1}{2}$ Vol. Stickgas und $1\frac{1}{2}$ Vol. Wasserstoffgas und besteht aus:

	Proc.	Aeq.	Vol.
Stickstoff . . .	82,353	— 1	— 1
Wasserstoff . . .	17,647	— 3	— 3
	100.	$\text{NH}_3 = 17 = 4$	

Aus dem Ammoniak können alle übrigen Stickstoff-Verbindungen hervorgebracht werden.

In der Luft ist es nur schwer verbrennbar; mit reinem Sauerstoffgas gemengt, lässt es sich durch den electrischen Funken entzünden, und verbrennt zu Wasser und Stickgas.

Aber Platinschwamm, in einem Gemenge von Ammoniakgas und Sauerstoffgas erwärmt, verwandelt dasselbe in

Salpetersäure und Wasser. Ein zum Glühen erhitzter Platindraht über seine Lösung in Wasser gehalten, fährt zu Glühen fort unter Bildung von salpetrigsaurem Ammoniak. Es ist wahrscheinlich, dass alle Salpetersäure aus Ammoniak entsteht.

Manche Metalloxyde, in Ammoniakgas schwach erhitzt, bilden damit Wasser und Stickstoffmetalle.

Mit Chlorgas entzündet sich das Ammoniakgas bei gewöhnlicher Temperatur und giebt Stickgas und Salmiak (Chlor-Ammonium). Chlorgas, durch concentrirtes, wässriges Ammoniak geleitet, zersetzt dasselbe unter Feuererscheinung, ebenfalls unter Bildung von Salmiak und Stickgas, welches mit Aufbrausen weggeht. Dagegen bildet Chlorgas in Berührung mit der Lösung eines Ammoniaksalzes Chlorstickstoff.

Jod, mit wässrigem Ammoniak übergossen, wird in einen schwarzen, bei der leisesten Berührung heftig explodirenden Körper verwandelt, $= \text{NJ}^3 + \text{NH}^3$.

Chlorschwefel bildet mit Ammoniak explodirenden Schwefelstickstoff, S^2N .

Chlorphosphor bildet damit einen weissen, feuerbeständigen, in Wasser unlöslichen Körper, wahrscheinlich PNH^2 .

Ammoniakgas, über glühende Kohlen geleitet, bildet Cyanammonium, $\text{NH}^4, \text{C}^2\text{N}$.

Amorphes Bor, in Ammoniakgas erhitzt, zersetzt dasselbe unter Feuererscheinung und Bildung von Stickstoffbor. Dasselbe entsteht, wenn wasserfreier Borax mit Salmiak erhitzt wird.

Chlorkiesel vereinigt sich mit Ammoniakgas unter starker Erhitzung zu einer weissen Masse, die beim Erhitzen in Salmiak und Stickstoffkiesel zerfällt.

Bildung. Das Ammoniak lässt sich nicht durch unmittelbare Vereinigung seiner Elemente hervorbringen. Zu seiner Bildung sind immer schon bestehende Verbindungen erforderlich. Es entsteht, gleichzeitig mit salpetriger Säure, in kleiner Menge, wenn Wasser in der Luft verdunstet. Seine Bildung findet stets statt, wenn Stickstoff und Was-

serstoff im Momente, wo sie sich von einem anderen Körper trennen, mit einander in Berührung kommen. Es entsteht z. B., wenn ein Gemenge von Stickoxydgas und Wasserstoffgas mit erhitztem Platinschwamm in Berührung kommt, wenn sich Cyansäure oder Cyankalium mit Wasser zersetzen, wenn sich ein wasserzersetzendes Metall, z. B. Zink, in mit Salpetersäure vermischter, verdünnter Schwefelsäure auflöst, wenn Stickstoffbor oder Stickstoffkiesel in Wasserdampf geglüht oder mit Kalihydrat geschmolzen werden. Am häufigsten entsteht es bei den verschiedenartigsten Zersetzungen organischer stickstoffhaltiger Körper, so namentlich auch bei der Fäulniss ganzer Organismen, daher es auch stets in der Damm- oder Acker-Erde enthalten ist. Von allen stickstoffhaltigen Körpern wird der Stickstoff vollständig in Ammoniak verwandelt, wenn sie in Vermischung mit Kalihydrat bis zu ihrer Zersetzung erhitzt werden. Am gewöhnlichsten und technisch wird das Ammoniak durch trockne Destillation derselben erzeugt (siehe Salmiak).

Darstellung. Durch Erhitzen eines innigen Gemenges von 1 Th. Salmiak und 2 Th. gebranntem Kalk in einem Gasentwickelungsapparat, oder auch durch Erwärmen eines Gemenges von kohlensaurem Ammoniak mit brei förmigem Kalkhydrat. Um es als trocknes Gas zu haben, muss es über Kalihydrat geleitet und über Quecksilber aufgesammelt werden.

Ammoniumoxydhydrat, NH^4H . Ammoniakgas wird sehr rasch und unter starker Wärme-Entwicklung von Wasser aufgelöst; 1 Maass Wasser kann bei niedriger Temperatur über 600 Maass Gas auflösen, und bekommt dadurch 0,875 spec. Gewicht, indem es bedeutend an Umfang zunimmt. Diese Flüssigkeit ist als eine Auflösung von Ammoniumoxydhydrat zu betrachten. Sie hat den starken, eigenthümlichen Geruch des Gases, reagirt stark alkalisch, schmeckt höchst brennend, macht auf der Haut Blasen, und verliert an der Luft oder durch Kochen das Ammoniak. In dieser Form wird das Ammoniak gewöhnlich angewen-

det, unter dem Namen *liquides* oder *kaustisches Ammoniak* (Salmiakgeist).

Schwefelammonium, NH_4 . Entsteht durch Vereinigung von Ammoniakgas mit seinem halben Volumen Schwefelwasserstoffgas bei niedriger Temperatur. Farblose, sehr flüchtige, stark und übelriechende, prismatische Krystalle. In Auflösung erhält man es auf dieselbe Weise wie das Einfach-Schwefelkalium. Das Schwefelammonium ist eine Schwefelbasis.

Amid, NH_2 . Unter gewissen Umständen kann aus der Zusammensetzung des Ammoniaks 1 Aequivalent Wasserstoff austreten, wodurch eine Verbindung entsteht, die man *Amid* genannt hat. Sie ist zwar bis jetzt so wenig wie das Ammonium für sich darstellbar, sie kann aber in vielen Verbindungen als existirend angenommen werden (siehe oxalsaures Ammoniumoxyd).

Natriumamid, NaNH_2 , entsteht durch allmäliges Erhitzen von Natrium in vollkommen trockenem, luftfreiem Ammoniakgas. Geschmolzen, so wie es entsteht, grünblau, beim Erkalten zu einer grünlich braunen, krystallinischen Masse erstarrend. Mit Wasser sich sehr heftig zersetzend in NaO und NH_3 . In Kohlenoxydgas erhitzt, bildet es Cyannatrium und Wasser, in Schwefelkohlenstoffdampf erhitzt, bildet es Rhodannatrium und Schwefelwasserstoff.

S a l z e.

Wenn sich das Ammoniak mit einer Sauerstoffsäure zu einem Salz vereinigen soll, so muss die Säure basisches Wasser enthalten, dessen Elemente mit dem Ammoniak Ammoniumoxyd bilden. 1 Aequivalent Ammoniak nimmt, um ein neutrales Salz zu bilden, 1 Aeq. wasserhaltige Säure auf; die Sauerstoffmenge im Wasser der Säure verhält sich also zu der der letzteren, wie die Sauerstoffmenge in einer jeden Basis, wodurch dieselbe Säure neutralisirt wird; der Wasserstoff aber beträgt gerade so viel, um mit dem Ammoniak Ammonium zu bilden. Wird das Ammoniumoxyd durch eine stärkere Base von der Säure getrennt,

so theilt es sich in Ammoniak und Wasser. Ausser Verbindung kann es nicht bestehen.

Die Wasserstoffsäuren vereinigen sich mit dem Ammoniak stets in einem solchen Verhältniss, dass der Wasserstoff der Säure mit dem Ammoniak Ammonium bildet. Die hieraus entspringenden Salze sind also die Haloïdsalze des Ammoniums. Bringt man z. B. Chlorwasserstoffsäuregas mit Ammoniakgas in Berührung, so verdichtet sich genau 1 Maass des einen Gases mit 1 Maass vom anderen zu einem festen, neutralen Salz, zu Salmiak oder Chlorammonium.

Die meisten Ammoniumsalze schmecken stechend salzig. Im Feuer verflüchtigen sie sich entweder unzersetzt (Salmiak), oder sie zersetzen sich (phosphorsaures Ammoniak). Mit den Alkalien und alkalischen Erden entwickeln sie sogleich Ammoniak, erkennbar am Geruch und an der Eigenschaft, mit einer darüber gehaltenen flüchtigen Säure Nebel zu bilden. In Auflösung geben sie mit Platinchlorid dieselbe Reaction wie die Kaliumsalze. Sie sind isomorph mit den entsprechenden Kaliumsalzen.

Chlorammonium, Salmiak, NH_4Cl , — das wichtigste Ammoniumsalz, entsteht durch Vereinigung der beiden Gase, oder durch Sättigung von wässrigem Ammoniak mit Salzsäure. Fabrikmässig wird er dadurch gewonnen, dass thierische Stoffe (Horn, Klauen, Lederabfälle, Knochen) der trocknen Destillation unterworfen werden, und das dabei, unter anderen Producten, abdestillirende rohe kohlen-saure Ammoniumoxyd unmittelbar mit Salzsäure gesättigt, die Lösung abgedampft und der rohe Salmiak durch Umkrystallisiren oder durch Sublimation gereinigt wird. Oder es wird das kohlen-saure Ammoniak in schwefelsaures Salz verwandelt, dadurch, dass man es unmittelbar mit Schwefelsäure sättigt, oder dass man seine Lösung durch Lagen von Gyps fliessen lässt. Das so erhaltene schwefelsaure Ammoniumoxyd wird dann in Lösung mit Kochsalz vermischt und dadurch in Salmiak verwandelt; die Lösung wird siedend eingedampft, während dessen sich zuerst schwefelsaures Natron ausscheidet und nachher beim Erkalten der Salmiak

auskrystallisirt. — Im Handel kommt der Salmiak entweder als Krystallpulver oder in Gestalt von, durch Sublimation erhaltenen, runden, durchscheinenden, zähen Kuchen von faserig krystallinischem Gefüge vor. Er schmeckt scharf salzig, ist in Wasser leicht löslich, und krystallisirt daraus in Octaëdern und Würfeln. Verdampft beim Erhitzen ohne zu schmelzen und unzersetzt.

Cyanammonium, NH^4Cy . Farblose, sehr flüchtige, nach Blausäure riechende Würfel, die sich sehr rasch in eine schwarzbraune Substanz verwandeln. Entsteht durch Erwärmen eines Gemenges von Cyankalium mit Salmiak; in aufgelöster Form durch Sättigen von Cyanwasserstoffsäure mit Ammoniak, oder durch Destillation von 3 Th. Salmiak mit 2 Th. Kaliumeisencyanür und 10 Th. Wasser.

Schwefelsaures Ammoniumoxyd, $\text{NH}^4\ddot{\text{S}}$. Farblose, luftbeständige, in Wasser leicht lösliche Krystalle, isomorph mit schwefelsaurem Kali. Wird beim Erhitzen grösstentheils in sublimirendes schwefligsaures Salz verwandelt.

Salpetersaures Ammoniumoxyd, $\text{NH}^4\ddot{\text{N}}$. Rhombische Prismen, in der Luft zerfliesslich; schmilzt bei gelindem Erhitzen und zersetzt sich in Wasser und Stickoxydulgas (vergl. S. 70).

Salpetrigsaures Ammoniumoxyd, $\text{NH}^4\ddot{\text{N}}$. Entsteht bei Verdunstung von Wasser in der Luft; wird schon durch bloßes Erwärmen seiner Auflösung vollständig in Wasser und Stickgas verwandelt.

Phosphorsaures Ammoniumoxyd, $\text{H}_2\text{NH}^4 + \ddot{\text{P}}$, bildet grosse, klare Krystalle des monoklinen Systems, und wird erhalten durch Sättigung der aus Knochen abgeschiedenen Phosphorsäure mit überschüssigem Ammoniak und Abdampfen; wird im Feuer in Ammoniak und Phosphorsäure zersetzt. Aus einer sauren Lösung krystallisirt das Salz $\text{H}_2\text{NH}^4 + \ddot{\text{P}}$, isomorph mit dem Kalisalz.

Phosphors. Natron-Ammoniumoxyd, $\text{NaH}^4\text{NH}^4, \ddot{\text{P}} + 8\text{aq.}$, (Phosphorsalz), krystallisirt aus gefaultem, verdunstetem Harn im monoklinen System, oder aus einem Gemische von 6 Th. phos-

phorsaurem Natron und 1 Th. Salmiak in 2 Th. heissem Wasser. Verwandelt sich beim Erhitzen, unter Verlust von Wasser und Ammoniak, in leicht schmelzbares NaO,PO^5 , wird darum zu Löthrohrproben gebraucht.

Arseniksaures Ammoniumoxyd, entsprechend den beiden phosphorsauren Salzen und mit ihnen isomorph, sind wohl krystallisirende, leicht lösliche Salze.

Kieselsaures Ammoniumoxyd, existirt nicht.

Kohlensaures Ammoniumoxyd, $2\text{NH}^4 + 3\text{C}$, ist das Salz, welches bei der trocknen Destillation von Thierstoffen, oder durch Sublimation eines Gemenges von 1 Th. Salmiak und 2 Th. Kreide gebildet wird. Weisse, sehr flüchtige, wie Ammoniak riechende Masse; in Wasser leicht löslich und krystallisirbar. An der Luft oder in schlecht verwahrten Gefässen verwandelt es sich in *zweifach-kohlensaures* Salz, $\text{NH}^4\text{C} + \text{HC}$, welches grosse rhombische Krystalle bildet.

Oxalsaures Ammoniumoxyd, $\text{NH}^4\text{C} + \text{aq.}$ Farblose, schwerlösliche Krystalle des rhombischen Systems. Hat dieselbe Zusammensetzung wie eine Verbindung von Cyan mit 5 Atomen Wasser. Das *zweifach-saure* Salz, $\text{HC} \cdot \text{NH}^4\text{C} + 2\text{aq.}$, ist viel schwerer löslich als das neutrale.

Wird wasserfreies oxalsaures Ammoniumoxyd erhitzt, so zerlegt es sich in Wasser und in *Oxamid*. Durch theilweise Zersetzung des letzteren entstehen zugleich kohlen-saures Ammoniak, Kohlenoxydgas und Cyangas.

Das *Oxamid*, $\text{C}^2\text{NH}^2\text{O}^2$, ist ein weisser, krystallinischer, geruchloser, in Wasser fast unlöslicher Körper. Es kann als die Verbindung des Amids mit Kohlenoxyd betrachtet werden, $= \text{NH}^2 + \text{C}^2\text{O}^2$. Wird es in einem verschlossenen Gefäss mit Wasser bis zu 200° erhitzt, so verwandelt es sich, durch Aufnahme der Elemente von 2 At. Wasser, wieder in oxalsaures Ammoniumoxyd. Dieselbe Verwandlung erleidet es beim Erhitzen mit einer concentrirten Kalilösung oder mit concentrirter Schwefelsäure, nur dass in letzterem Fall die Oxalsäure in Kohlensäure und Kohlenoxydgas zerfällt.

Wird zweifach-oxalsaures Ammoniumoxyd bis zu 2200° erhitzt, so verwandelt sich das darin* enthaltene neutrale Salz ebenfalls in Oxamid, dieses aber tritt, so wie es entsteht, mit dem zweiten Atom Oxalsäure in Verbindung und bildet damit eine stickstoffhaltige Säure, die *Oxaminsäure*, $\text{HO} + \text{C}^4\text{NH}^2\text{O}^5$. (Siehe die organ. Chemie).

Cyansaures Ammoniumoxyd, NH^4Cy . Durch unmittelbare Vereinigung der wasserhaltigen Cyansäure mit Ammoniak entsteht cyansaures Ammoniumoxyd, ein weisses, krystallinisches Salz, welches sich gegen Säuren und Alkalien wie die cyansauren Salze im Allgemeinen verhält. Es entsteht auch durch Zersetzung von cyansaurem Silberoxyd mit Salmiak.

Erwärmt man das cyansaure Ammoniumoxyd oder kocht man seine Auflösung in Wasser, oder lässt sie verdunsten, so verwandelt es sich, in Folge einer Umsetzung seiner Elemente und ohne quantitative Veränderung seiner Zusammensetzung, in einen ganz anderen Körper, in *Harnstoff*, $\text{C}^2\text{N}^2\text{H}^4\text{O}^2$, der kein Salz ist, sondern zur Classe der organischen Basen gehört. Er kann als $2\text{NH}^2 + \text{C}^2\text{O}^2$ betrachtet werden.

Der *Harnstoff* findet sich fertig gebildet im Harn der Thiere und Menschen, und macht seinen wesentlichsten Bestandtheil aus. Ueber seine Abscheidung daraus und seine übrigen Eigenschaften siehe die organische Chemie. Künstlich stellt man ihn am einfachsten dar durch Vermischen der Auflösungen von cyansaurem Kali (S. 144) und schwefelsaurem Ammoniumoxyd, Verdunsten zur Trockne und Trennung des Harnstoffs vom schwefelsauren Kali durch Auflösen in Alkohol. Er krystallisirt in grossen, farblosen, leicht löslichen Prismen. Bei gewöhnlicher Temperatur wird er weder von verdünnten Säuren noch von Alkalien zersetzt.

Mit Wasser bis zu 2000° erhitzt, verwandelt er sich in kohlensaures Ammoniumoxyd. Dieselbe Verwandlung erleidet er bei gewöhnlicher Temperatur in faulendem Harn, daher dieser zur Salmiakgewinnung benutzt werden kann.

Wird der Harnstoff über seinen Schmelzpunkt, 120° , erhitzt, so treten seine Elemente auf andere Weise unter einander in Verbindung, nämlich zu Ammoniak und zu Cyanursäure. (S. 91). Er geräth dabei, unter Entwicklung von Ammoniakgas, in's Sieden, und ist zuletzt in feste Cyanursäure verwandelt. 3 Aeq. Harnstoff bilden 3 Aeq. Ammoniak und 1 Aeq. Cyanursäure.

Ammonium-Sulfhydrat, NH_4H . Farblose, sehr flüchtige, an der Luft sich rasch gelb färbende Krystalle. Entsteht durch Vereinigung gleicher Volumina der Gase. Wird in aufgelöster Form erhalten durch Sättigung von wässrigem Ammoniak mit Schwefelwasserstoffgas. Farblose, stark nach Schwefelwasserstoff und Ammoniak riechende Flüssigkeit, wichtig als Reagens zur Entdeckung und Scheidung der Metalle.

Das Ammoniak verbindet sich ferner als solches, nicht als Ammoniumoxyd oder Ammonium, ähnlich dem Wasser, mit sehr vielen Haloïd- und Sauerstoff-Salzen. So z. B. wird es in grosser Menge und bestimmter Proportion absorbirt von trockenem Chlorsilber, Chlorcalcium, salpetersaurem Silberoxyd, schwefelsaurem Kupferoxyd etc.; es vereinigt sich mit Chlorkiesel, Fluorkiesel etc. Ferner mit den wasserfreien Säuren zu Körpern, die keine Salze sind, sondern Amid-Verbindungen zu sein scheinen. So bildet es z. B. mit wasserfreier Schwefelsäure eine weisse, amorphe Masse, deren Lösung nicht sogleich auf Schwefelsäure und Ammoniak reagirt, die sich aber allmählig, namentlich beim Erhitzen, in schwefelsaures Ammoniumoxyd verwandelt. Sie ist nach der Formel SO_3, NH_3 zusammengesetzt.

Ueber die merkwürdigen Beziehungen des Ammoniaks zu den organischen Verbindungen siehe die organische Chemie.

5. B a r i u m.

$$\text{Ba} = 68,5.$$

Vorkommen. Hauptsächlich als schwefelsaurer und kohlensaurer Baryt.

Eigenschaften. Blassgelbes, an der Luft und in Wasser leicht oxydirbares Metall. Nur durch den electrischen Strom aus schmelzendem Chlorbarium darstellbar, aber bis jetzt nur pulverförmig, nicht compact.

Baryt, Bariumoxyd, $\text{Ba} = 76,5$. Graulichweisse, erdige Substanz, von ätzendem, alkalischem Geschmack und alkalischer Reaction. In gewöhnlichem Feuer unschmelzbar. Spec. Gewicht 4,0.

Der Baryt wird gewöhnlich aus dem schwefelsauren Baryt (Schwerspath) erhalten, indem man ihn zuerst durch Glühen mit Kohle in Schwefelbarium verwandelt. 8 Th. sehr fein geriebener Schwerspath werden mit 1 Th. Kohlenpulver und 2 Th. Harz oder Mehl genau vermischt und eine Stunde lang in einem bedeckten Tiegel stark geglüht. Die geglühte Masse wird mit Wasser ausgekocht, wobei sich das Schwefelbarium in BaO, HO und BaS, HS verwandelt und auflöst; die gelbe Auflösung, die, wenn sie concentrirt ist, beim Erkalten wasserhaltiges Schwefelsalz in Krystallblättchen abscheidet, wird mit Salpetersäure gesättigt, filtrirt, abgedampft, und der krystallisirte salpetersaure Baryt in einem Porzellantiegel geschmolzen und zuletzt stark geglüht, worauf reiner Baryt zurückbleibt.

Barythydrat, BaH . Kaustischer Baryt, mit Wasser benetzt, vereinigt sich damit unter sehr heftiger Erhitzung, und zerfällt zu weissem, pulverförmigem Hydrat. Es schmilzt in der Glühhitze, ohne sein Wasser zu verlieren. In kochendem Wasser leicht löslich; beim Erkalten krystallisirt daraus Barythydrat mit 45,7 Proc. oder 8 Atomen Krystallwasser. Wird am einfachsten erhalten durch sehr heftiges Glühen eines zusammengekneteten und wieder getrockneten Gemenges von 100 Th. kohlensaurem Baryt mit 10 Th. Kienrus und etwas Stärkekleister, und

Auskochen der Masse mit Wasser. Löst sich in 20 Th. kalten Wassers. Diese Auflösung, Barytwasser, schmeckt und reagirt alkalisch, bedeckt sich an der Luft mit einer weissen Haut oder Rinde, indem sie, wie die reine Erde und das feste Hydrat, Kohlensäure anzieht, und wird zu reinem Wasser.

Bariumsuperoxyd, Ba , entsteht durch gelindes Glühen von reinem Baryt in Sauerstoffgas. Graue, erdige Masse, zerfällt mit Wasser zu einem weissen, pulverförmigen Hydrat, welches mit verdünnten Säuren die gewöhnlichen Bariumsalze bildet, ohne dass sich Sauerstoff entwickelt, indem das zweite Sauerstoffatom mit Wasser Wasserstoffsuperoxyd erzeugt. Vergl. S. 27. Am einfachsten erhält man es durch Zersetzung des Bariumsuperoxydhydrats mit Fluorkieselwasserstoffsäure, weil sich das entstehende Fluorkieselbarium sogleich unlöslich abscheidet, oder indem man durch ein Gemenge von Bariumsuperoxydhydrat einen starken Strom von Kohlensäuregas leitet und das abfiltrirte, noch verdünnte Wasserstoffsuperoxyd im leeren Raum concentrirt.

Schwefelbarium, BaS , kann, ausser auf die obige Weise, auch durch Glühen von schwefelsaurem Baryt in Wasserstoffgas erhalten werden. Es ist weiss und hat die Eigenschaft im Dunkeln lebhaft zu leuchten, nachdem es vorher dem Sonnenlicht ausgesetzt war.

Phosphorbarium, entsteht unter lebhafter Feuererscheinung beim Erhitzen von Baryt in Phosphorgas. Das Product, eine geschmolzene, schwarze, halb metallisch glänzende Masse, ist ein Gemenge von Phosphorbarium mit phosphorsaurem Baryt. Entwickelt im Wasser Phosphorwasserstoffgas.

S a l z e .

Die auflöslichen Barium-Salze sind dadurch ausgezeichnet, dass Schwefelsäure oder schwefelsaure Salze in ihrer Auflösung einen weissen, auch in Säuren ganz unlöslichen Niederschlag bewirken. Durch kaustisches Ammoniak wer-

den sie nicht gefällt, mit kohlensaurem bilden sie einen weissen Niederschlag. Sie färben die Flammen grün und geben grüne Spectrallinien.

Chlorbarium, BaCl . Erhitzter Baryt wird in Chlorwasserstoff glühend, unter Bildung von Chlorbarium und Wasser. Baryt, in Chlorgas erhitzt, wird zu Chlorbarium, unter Abscheidung von $\frac{1}{2}$ Volumen Sauerstoffgas für je 1 Vol. aufgenommenes Chlorgas. Das Chlorbarium ist eine weisse, in starker Glühhitze schmelzende, in Wasser lösliche Masse. Aus der Auflösung krystallisirt es in tafelförmigen, rhombischen, klaren Krystallen mit 2 At. Krystallwasser, von scharfem, unangenehmem Geschmack. In Salzsäure unlöslich. In dieser Gestalt erhält man es am wohlfeilsten durch Sättigen der Schwefelbarium-Auflösung mit Salzsäure.

Fluorkieselbarium, $3\text{BaF} + 2\text{SiF}_3$, scheidet sich als krystallinischer Niederschlag ab beim Vermischen eines gelösten Bariumsalzes mit Kieselfluorwasserstoffsäure.

Schwefelsaurer Baryt, BaS , kommt als Mineral in krystallinischen weissen Massen und in ausgezeichnet schönen Krystallen des rhombischen Systems vor und wird in der Mineralogie *Schwerspath* genannt. Die Krystalle sind häufig gross, farblos und durchsichtig, von 4,5 spec. Gewicht. — Das künstlich dargestellte Salz bildet ein weisses, selbst in Säuren ganz unlösliches Pulver. Man erhält es z. B. durch Fällung von Chlorbariumlösung mit Schwefelsäure. Wegen der absoluten Unlöslichkeit dieses Salzes oder vollständigen Fällbarkeit der Schwefelsäure durch Baryt, bedient man sich der Bariumsalze bei Analysen zur Entdeckung der kleinsten Mengen Schwefelsäure und zu ihrer quantitativen Abscheidung. — Mit gemahlenem Schwerspath wird häufig das Bleiweiss versetzt. Das durch Schwefelsäure gefällte Salz wird als weisse Farbe gebraucht (Blanc fixe).

Schwefligsaurer Baryt, BaS , ist ein weisses, unlösliches Pulver.

Dithionsaurer Baryt, $\text{BaS} + 2\text{aq.}$, bildet grosse, klare,

leicht lösliche monokline Prismen. Wird durch Fällung des dithionsauren Manganoxyduls (S. 63) mit Schwefelbariumlösung erhalten.

Dithionigsaurer Baryt, $\text{Ba}\ddot{\text{S}} + \text{aq.}$, krystallinisches Pulver, in Wasser kaum löslich. Bildet sich öfters, in langen Prismen, in schlecht verschlossener Schwefelbariumlösung.

Selensaurer Baryt, $\text{Ba}\ddot{\text{Se}}$, verhält sich ganz ähnlich dem schwefelsauren Salz.

Phosphorsaurer Baryt, $\text{Ba}^2\text{H}\ddot{\text{P}}$, entsteht als krystallinischer Niederschlag durch Fällung eines Bariumsalzes mit phosphorsaurem Natron.

Unterphosphorigsaurer Baryt, $\text{BaH}^2\ddot{\text{P}} + \text{aq.}$, entsteht durch Kochen von Barythydrat mit Phosphor, bildet grosse, perlmutterglänzende Prismen, verliert bei 100° 1 At. Wasser. Wird das verwitterte Salz weiter erhitzt, so verwandelt es sich mit den Bestandtheilen des übrigen Wassers in Phosphorwasserstoffgas und phosphorsauren Baryt.

Salpetersaurer Baryt, $\text{Ba}\ddot{\text{N}}$, ist in Wasser löslich und krystallisirt in regulären Octaëdern ohne Krystallwasser. In Salpetersäure unlöslich. Ist auch leicht zu erhalten durch wechselseitige Zersetzung von Chlorbarium mit salpetersaurem Natron.

Salpetrigsaurer Baryt, $\text{Ba}\ddot{\text{N}}$, am leichtesten zu erhalten durch Erhitzen von Bariumsuperoxyd in Stickoxydgas. Leicht löslich, krystallisirbar.

Chlorsaurer Baryt, $\text{Ba}\ddot{\text{Cl}} + \text{aq.}$, krystallisirt und ist in Wasser so leicht löslich wie Chlorbarium.

Kohlensaurer Baryt, $\text{Ba}\ddot{\text{C}}$, kommt im Mineralreich rhombisch krystallisirt vor als *Witherit*. Der künstlich dargestellte ist ein weisses, in Wasser unlösliches Pulver; wird erhalten durch Fällung, z. B. von Schwefelbarium mit kohlensaurem Natron. Leicht löslich in kohlensäurehaltigem Wasser.

Der Baryt wurde 1774 von Scheele entdeckt.

6. S t r o n t i u m.

$$\text{Sr} = 43,8.$$

Vorkommen. Weniger häufig als das Barium, ebenfalls als schwefelsaurer und kohlensaurer Strontian.

Eigenschaften. Blassgelbes, in Luft und Wasser leicht oxydirbares Metall von 2,54 spec. Gewicht. Nur vermittelt des electrischen Stromes aus schmelzendem Chlorstrontium darstellbar. In seinen Verbindungen ist es dem Barium so ähnlich, wie das Natrium dem Kalium. Es ist damit isomorph.

Strontian, Strontiumoxyd, $\text{Sr} = 51,8$, ist in jeder Beziehung dem Baryt sehr ähnlich, und wird auch auf dieselbe Weise aus dem schwefelsauren Strontian gewonnen. Das krystallisirte Hydrat enthält ebenfalls 8 Aeq. Wasser. Auch giebt es ein Strontiumsuperoxyd.

Die auflöslichen Strontium-Salze werden, wie die Barium-Salze, durch Schwefelsäure gefällt, jedoch nicht so vollständig. Eben so verhalten sie sich wie diese zu kaustischem und zu kohlensaurem Ammoniak. Sie unterscheiden sich aber von diesen unter anderem dadurch, dass ihre Auflösung nicht durch Kieselfluorwasserstoffsäure gefällt wird, dass sie die Flamme brennender Körper schön purpurroth färben, und dass sie eine orange gelbe, eine blaue und zwei rothe Spectrallinien geben *).

Chlorstrontium, $\text{SrCl} + 6\text{aq.}$, bildet sehr leicht lösliche, zerfliessliche, hexagonale Prismen; auch in Alkohol löslich, worin Chlorbarium unlöslich ist.

Fluorkieselstrontium, $3\text{SrF} + 2\text{SiF}_3$, bildet leicht lösliche Krystalle.

*) Auf diese Rothfärbung der Flammen gründet sich die Anwendung des salpetersauren Strontians in der Feuerwerkerei. Die Masse zum Rothfeuer besteht aus 40 Th. wasserfreiem salpetersaurem Strontian, 13 Th. gewaschenen Schwefelblumen, 5 Th. chlorsaurem Kali und 4 Th. Schwefelantimon, jedes vorher für sich zerrieben.

Schwefelsaurer Strontian, $\text{Sr}\ddot{\text{S}}$, findet sich in ausgezeichnet schönen Krystallen vorzüglich in Sicilien, isomorph mit Schwerspath. Durch Fällung gebildet, weisses Pulver.

Salpetersaurer Strontian, $\text{Sr}\ddot{\text{N}}$, krystallisirt aus einer heissen Lösung in wasserfreien Octaëdern, bei niederer Temperatur mit 4aq. in monoklinen Formen.

Kohlensaurer Strontian, $\text{Sr}\ddot{\text{C}}$; der natürliche bildet klare, mit dem Barytsalz isomorphe Krystalle oder faserig krystallinische Massen, der durch Fällung gebildete ein weisses Pulver.

Der Strontian wurde erst 1790 durch Crawford vom Baryt unterschieden.

7. Calcium.

$$\text{Ca} = 20.$$

Vorkommen. Unter den Alkalimetallen das verbreitetste. Findet sich in Form von Kalksalzen in allen drei Naturreichen. Bildet namentlich als kohlensaurer und schwefelsaurer Kalk ganze Gebirge und Lager, als phosphorsaurer die Knochen, als kohlensaurer die Gehäuse der Schalthiere.

Eigenschaften. Das Calcium ist ein gelbliches, stark glänzendes, sehr dehnbares Metall von 1,58 spec. Gewicht. In trockener Luft ziemlich lange beständig, in feuchter sich bald oxydirend. In Wasser verwandelt es sich unter heftiger Erhitzung in Kalkhydrat. Es schmilzt bei Glühhitze und verbrennt dann mit intensivem Licht. In concentrirter Salpetersäure bleibt es blank. Man erhält es durch Zersetzung von schmelzendem Chlorcalcium vermittelst des electrischen Stroms oder durch starkes Erhitzen von Zinkcalcium, einer spröden, luftbeständigen Legierung, die man durch Zusammenschmelzen von 30 Th. Chlorcalcium, 40 Th. Zink und 10 Th. Natrium, alle zer kleinert, darstellt.

Kalk, Calciumoxyd, $\text{Ca} = 28$. Der reine Kalk bildet

eine weisse, erdige, in den höchsten Temperaturen un-
schmelzbare, dabei stark leuchtende Substanz, von alkali-
ischem Geschmack und alkalischer Reaction, 2,3 spec. Ge-
wicht. Man erhält ihn durch heftiges Glühen von reinem
kohlensaurem Kalk (Marmor oder Kalkspath), welcher da-
bei die Kohlensäure verliert. Im Grossen mit dem ge-
wöhnlichen Kalkstein in den Kalköfen ausgeführt, ist diese
Operation unter dem Namen Kalkbrennen bekannt; solcher
gebrannter Kalk ist also ein kohlensäurefreier, nur mehr
oder weniger durch fremde Einmengungen verunreinigter
Kalk. In der Luft zerfällt er nach und nach, indem er
Kohlensäure und Wasser anzieht. Der reine Kalk enthält
28,5 Proc. Sauerstoff.

Kalkhydrat, CaH . Mit Wasser benetzt, erhitzt sich
der gebrannte Kalk sehr heftig und zerfällt zu einem auf-
gequollenen, weissen Pulver, Kalkhydrat (gelöschter Kalk),
welches 24 Procent oder 1 Atom Wasser enthält, das erst
in schwacher Glühhitze wieder entweicht. Die Bildung die-
ses Hydrats wird im gewöhnlichen Leben das *Löschen des*
Kalks genannt. Kalk, welcher zu viel fremde Beimengun-
gen, namentlich Kieselsäure und Thonerde, enthält, löscht
sich, besonders nach zu heftigem Brennen, nicht (bildet
kein Hydrat), und wird *totdgebrannter* Kalk genannt; die
Ursache davon ist die beim Brennen eingetretene chemische
Vereinigung der eingemengten Kieselsäure und Thonerde
mit dem Kalk. Wird beim Löschen des Kalkes mehr Was-
ser zugegossen, als zur Bildung des Hydrats erforderlich
ist, so bildet dieses einen weissen Brei, und mit noch mehr
Wasser die sogenannte Kalkmilch. Lässt man diese sich
klären, so bleibt über dem abgesetzten Kalkhydrat das
Kalkwasser stehen, eine Auflösung von Kalkhydrat in Was-
ser. Es schmeckt und reagirt alkalisch, und bedeckt sich
an der Luft mit einer Haut von kohlensaurem Kalk, ver-
liert daher in der Luft bald seinen ganzen Kalkgehalt;
1 Th. Kalk braucht ungefähr 800 Th. Wasser zur Auf-
lösung.

Der Kalk wird darum gebrannt und gelöscht, weil er
im Zustand von Hydrat die Eigenschaft hat, sich mit Sand

zu einer bindenden, allmählich erhärtenden Masse, dem *Mörtel*, zu verbinden, dessen bindende Eigenschaft auf der Bildung theils von Kalksilicat, theils von basischem kohlensaurem Kalk beruht. Der gewöhnliche Mörtel (Luftmörtel) erhärtet aber nur in der Luft und nicht unter Wasser. Zu Wasserbauten wird daher der Wassermörtel (hydraulische Mörtel, Cement) angewendet, der durch Brennen eines Gemenges von Kalk mit kiesel- und thonerdehaltigen Substanzen, oder durch schwaches Brennen von sogenanntem mageren Kalkstein (thon- und kieselerdehaltigem Kalk) erhalten wird. Der Wassermörtel erhärtet nicht allein sehr schnell an der Luft, sondern auch nach und nach unter Wasser zu einer steinharten Masse, indem das beim Brennen gebildete Kalk-Aluminat und -Silicat Wasser bindet.

Schwefelcalcium Ca , wird erhalten: *a*) durch Glühen von schwefelsaurem Kalk (Gyps) mit Kohle; *b*) durch Glühen von kaustischem Kalk in Schwefelwasserstoffgas; *c*) durch Glühen von Kalk mit Schwefel. — Gelblichweisse, erdige, unschmelzbare Substanz von hepatischem Geschmack. Zersetzt sich mit Wasser in Calciumsulfhydrat und Kalkhydrat. Leuchtet, nach dem Aussetzen in den Sonnenschein, im Dunkeln. Wird Kalkhydrat mit Wasser und überschüssigem Schwefel gekocht, so entsteht eine gelbe Auflösung, welche unterschwefligsauren Kalk und leichtlösliches *Fünffach-Schwefelcalcium*, CaS_5 , enthält.

Phosphorcalcium. Reiner kaustischer Kalk, bis zum Glühen in Phosphorgas erhitzt, verwandelt sich in eine rothe Substanz, die das Wasser zersetzt und darin lebhaft Phosphorwasserstoffgas entwickelt. Sie ist ein Gemenge von $2\text{CaO}, \text{PO}_5$ und $5\text{Ca}^2\text{P}$.

S a l z e.

Die auflöslichen Calcium-Salze sind besonders dadurch zu unterscheiden, dass ihre, selbst sehr verdünnten, Auflösungen mit Oxalsäure einen weissen, in Salpetersäure löslichen, in Essigsäure unlöslichen Niederschlag geben. Schwe-

felsäure bildet nur in ihren concentrirten Lösungen einen krystallinischen Niederschlag. Zu kaustischem und kohlen-saurem Ammoniak verhalten sie sich wie die Barium- und Strontium-Salze. Sie färben die Flammen gelbroth und geben eine orangegelbe und eine intensiv grüne Spectral-linie.

Chlorcalcium, CaCl . Entsteht wie das Chlorbarium. Man erhält es auch durch Auflösen von Marmor in Salzsäure, Abdampfen und Schmelzen, oder als Nebenproduct bei der Bereitung des Ammoniaks. Durchscheinende krystallinische, bei Glühhitze schmelzbare Substanz, von bitterlich salzigem Geschmack; zieht sehr rasch Feuchtigkeit aus der Luft an und zerfließt, wird daher zum Trocknen feuchter Gase und zum Entwässern von Flüssigkeiten angewendet. Löst sich unter Erhitzung in Wasser und krystallisirt aus einer concentrirten Auflösung in klaren, säulenförmigen, hexagonalen Krystallen mit 49 Procent oder 6 Atomen Krystallwasser, die sich unter starker Kälteerzeugung in Wasser lösen und beim Vermischen mit Schnee eine Kälte von -48° hervorbringen.

Fluorcalcium, Flussspath, CaF . Das natürliche kommt in ausgezeichnet schönen Würfeln und Octaëdern, theils farblos, theils mannigfaltig und lebhaft gefärbt, vor; leuchtet beim Erwärmen im Dunkeln. Das künstliche bildet ein weisses, unlösliches Pulver. Der Flussspath ist das Material zur Darstellung aller Fluorverbindungen; wegen seiner Schmelzbarkeit dient er öfters als Zuschlag oder Fluss beim Verschmelzen der Erze.

Schwefelsaurer Kalk, Gyps, $\text{CaS} + 2\text{aq}$. Bildet im dichteren, unreineren Zustande als *Gypsstein* mächtige Gebirgslager, im reineren, körnig krystallinischen den *Alabaster*, im krystallisirten den *Gypsspath* oder das *Marienglas*. Das als Mineral vorkommende wasserfreie Salz wird *Anhydrit* genannt. Der krystallisirte Gyps bildet monokline, oft sehr grosse Prismen, ist farblos, durchsichtig, leicht spaltbar, weich, etwas biegsam, und enthält, so wie auch der Gypsstein und Alabaster, 20,8 Procent Krystallwasser, welches schon bei 200° entweicht. Das *Brennen* des Gypses

bezweckt das Austreiben dieses Wassers. Der gebrannte Gyps hat die Eigenschaft, mit Wasser angemacht, damit zu erhärten, d. h. sein Krystallwasser wieder aufzunehmen, und hierauf gründet sich seine Anwendung zum Giessen von Büsten, Statuen u. s. w., ferner zum Gypsmörtel, zum Gypsmarmor oder Stuck. Zu stark gebrannter Gyps erhärtet mit Wasser nicht, weil er sich nicht mehr chemisch damit verbindet. In starker Glühhitze schmilzt er zu einer weissen, krystallinischen Masse. — Der Gyps ist in ungefähr 400 Theilen Wassers löslich und krystallisirt daraus in kleinen Nadeln; auch findet er sich in vielem Quellwasser aufgelöst. In siedendem Wasser ist er weniger löslich. Aus der Auflösung eines anderen Kalkerdesalzes durch Schwefelsäure niedergeschlagen, bildet er einen aus zarten Krystallnadeln bestehenden, sehr dicken, weissen Niederschlag.

Schwefligsaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{S}}+2\text{aq.}$, ist ein sehr schwerlösliches, weisses Pulver.

Dithionsaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{S}}+4\text{aq.}$, ist leicht löslich und in hexagonalen Formen krystallisirbar.

Dithionigsaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{S}}+6\text{aq.}$, bildet sehr leichtlösliche, grosse, dikline Krystalle. Wird erhalten durch Kochen von Kalkmilch mit überschüssigem Schwefel und nachheriges Sättigen mit schwefliger Säure.

Selensaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{Se}}+2\text{aq.}$, ist im Aeussern nicht vom Gyps zu unterscheiden.

Salpetersaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{N}}$, ist ein zerfliessliches Salz; ist gewöhnlich in der Lauge von der Salpeter-Fabrication enthalten.

Phosphorsaurer Kalk existirt in mehreren Sättigungsstufen. Der unorganische Theil der Knochen besteht aus $3\text{CaO},\text{PO}_5$ mit variirenden kleineren Mengen von kohlen-saurem Kalk und phosphorsaurer Magnesia. Aus diesem Gemenge bestehen die weissgebrannten Knochen (Knochen-erde). Dasselbe Salz kommt als amorphes Mineral (*Phosphorit*) vor und ist ein allgemein vorkommender Bestandtheil des Bodens, der Pflanzen und der Nahrungsmittel.

Durch Fällung von Chlorcalciumlösung mit gewöhnlichem phosphorsauren Natron entsteht $(2\text{CaO},\text{HO})\text{PO}^5 + 4\text{aq.}$ als amorpher oder, unter gewissen Umständen, als krystallinischer Niederschlag. Der *Apatit*, ein hexagonal krystallisirtes Mineral, ist $3(3\text{CaO},\text{PO}^5) + \text{CaCl}$ (oder CaF).

Unterphosphorigsaurer Kalk, $\text{CaP} + 2\text{H}$, krystallisirt in Prismen. Zerfällt beim Glühen in $2\text{CaO},\text{PO}^5$; PH^3 und HO . Entsteht, unter Bildung von Phosphorwasserstoffgas, beim Kochen von Kalkmilch mit Phosphor.

Arsenigsaurer Kalk, $\text{CaH},\ddot{\text{As}}$, entsteht durch Fällung von Kalkwasser mit einer Lösung von arseniger Säure. Verwandelt sich beim Glühen in arseniksauren Kalk unter Sublimation von Arsenik.

Chlorsaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{Cl}}$, ist zerfliesslich.

Unterchlorigsaurer Kalk (Chlorkalk), CaCl , wird in festem Zustand und gemengt mit Chlorcalcium als ein weisses Pulver (Bleichkalk) erhalten durch Sättigung von Kalkhydrat mit Chlorgas, in flüssigem durch Sättigen von Kalkmilch mit Chlorgas. Riecht chlorartig und entwickelt mit Säuren Chlorgas. In verdünnter Lösung verwandelt er sich beim Kochen in CaCl und chlorsauren Kalk, in concentrirter entwickelt er Sauerstoffgas. — Dient zum Bleichen, namentlich der baumwollenen Zeuge, der Leinwand, des Papiers u. s. w., zur Zerstörung fauler Gerüche und ansteckender Krankheitsstoffe.

Kohlensaurer Kalk, CaC , bildet die Kalksteine der Kalkgebirge, den Marmor, die Kreide, die Tropfsteine und Kalksinter, die Muschel- und Eierschalen, die Perlen, Corallen und ist ein allgemeiner Bestandtheil des Bodens; im ganz reinen und krystallisirten Zustand bildet er, in mannigfaltigen Formen des hexagonalen Systems, den farblosen, durchsichtigen *Kalkspath*, spaltbar nach den Flächen eines stumpfen Rhomboëders. Der *Arragonit* ist eine im rhombischen System krystallisirende dimorphe Varietät davon, isomorph mit kohlensaurem Baryt und Strontian. Fast unauflöslich im Wasser; auflöslich in kohlensäurehaltigem Wasser, daher sein allgemeines Vorkommen in Quell- und

Mineralwassern. Aus Kalkwasser durch Kohlensäure oder aus löslichen Kalksalzen durch kohlensaure Alkalien gefällt, bildet er ein weisses, krystallinisches Pulver.

Oxalsaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{C}} + 4\text{aq.}$ In Wasser ganz unlösliches Pulver. Oxalsäure schlägt die Kalkerde aus jedem auflöslichen Kalkerdesalz nieder, dient daher zur Entdekung und Abscheidung derselben. Verliert bei 1000° 2aq. Wird durch schwaches Glühen in kohlensauren Kalk verwandelt, unter Entwicklung von Kohlenoxydgas. Findet sich häufig in Pflanzen.

Kieselsaurer Kalk, macht einen Bestandtheil vieler Mineralien aus. $\text{Ca}^3\ddot{\text{Si}}^2$ bildet ein krystallisirtes Mineral, den *Wollastonit*.

Kieselsaurer Kali-Kalk, $\text{K}\ddot{\text{Si}}^2 + 8\text{Ca}\ddot{\text{Si}} + 16\text{aq.}$, bildet ein in Quadratoctaëdern ausgezeichnet schön krystallisirendes Mineral, den *Apophyllit*.

Borsaurer Kalk, $\text{Ca}\ddot{\text{B}}^2 + 6\text{aq.}$ (*Borocalcit*) und

Borsaurer Natron-Kalk, $(\text{Ca}\ddot{\text{B}}^2 + 2\text{Na}\ddot{\text{B}}^2) + 18\text{aq.}$ (*Boronatrocalcit*), zwei sehr ähnliche Mineralien, kommen in feinfaserigen weissen Knollen massenhaft in Bolivia vor.

Kiesel-borsaurer Kalk, $(3\text{Ca}\ddot{\text{B}} + \text{Ca}^3\ddot{\text{Si}}^4) + 3\text{aq.}$ bildet den in monoklinen Formen sehr schön krystallisirten *Datolith*.

8. M a g n e s i u m.

$\text{Mg} = 12.$

Vorkommen. Sehr verbreitet; bildet als Magnesia, vorzüglich in Verbindung mit Kieselsäure und Kohlensäure, einen Bestandtheil mehrerer Gebirgsarten; als Chlormagnesium im Meerwasser und in Salzsoolen.

Eigenschaften. Silberweisses, geschmeidiges, in Luft und Wasser wenig veränderliches Metall von 1,74 spec. Gew.; bei Glühhitze schmelzbar und flüchtig, also destillirbar wie Zink; an der Luft bis zum Glühen erhitzt, verbrennt es mit blendend weisser Flamme zu Magnesia. Auf heisser Salzsäure entzündet es sich. In Salzsäure und selbst

in Ammoniumsalzen unter Wasserstoffentwicklung leicht auflöslich.

Darstellung. Durch Zersetzung von schmelzendem Chlormagnesium mittelst des electrischen Stroms. In grösseren Massen dadurch, dass man ein vollkommen trockenes Gemenge von 6 Theilen Chlormagnesium, 1 Th. Chlorkalium, 1 Th. Fluorcalcium und 1 Th. Natrium, letzteres in kleine Stücke zerschnitten, rasch in einen stark glühenden Tiegel schüttet, diesen bedeckt, die Masse zum Schmelzen erhitzt, dann zur Vereinigung der Metallkugeln umrührt und erkalten lässt.

Magnesia, $Mg=20$, (Magnesiumoxyd, Bittererde, Talkerde). Feines, weisses, lockeres Pulver; geschmack- und geruchlos; von 3,65 spec. Gew., unschmelzbar; findet sich als seltenes Mineral (*Periklas*) octaëdrisch krystallisirt. Bildet mit Wasser, wenn sie nicht stark geglüht war, ein gallertförmiges Hydrat, welches in Wasser fast unlöslich ist, nur schwach alkalisch reagirt und als Mineral (*Brucit*) in farblosen, durchsichtigen, leicht spaltbaren Massen vorkommt. Die reine *Magnesia* wird durch gelindes Glühen der kohlensauren *Magnesia* erhalten.

S a l z e.

Die auflöslichen Magnesiumsalze sind durch einen eigenen, bitteren, unangenehmen Geschmack ausgezeichnet. Von Ammoniak wird nur ein Theil der Base niedergeschlagen; enthält die Lösung ein Ammoniaksalz, so fällt Ammoniak nichts. Von Ammonium-Sesquicarbonat werden sie nicht gefällt; aus diesen ammoniakalischen Lösungen fällt phosphorsaures Natron krystallinische phosphorsaure Ammoniumoxyd-Magnesia. Mit kaustischem und kohlensaurem Kali geben die Magnesiumsalze einen weissen, gelatinösen Niederschlag, leicht löslich in Salmiaklösung. Sie geben keine Flamme-Färbung.

Chlormagnesium, $MgCl$. Grossblättrig-krystallinische, leicht schmelzbare Masse; sehr zerfliesslich. Findet sich

aufgelöst in Salzsoolen und im Meerwasser. Kann nicht unzersetzt durch Abdampfen einer Auflösung von Magnesia in Salzsäure erhalten werden; bildet man aber, durch Zumischung von Salmiak, ein Doppelsalz, so lässt sich dieses unzersetzt trocken darstellen und hinterlässt dann bei stärkerem Erhitzen geschmolzenes Chlormagnesium.

Schwefelsaure Magnesia, Bittersalz, $\text{Mg}\ddot{\text{S}} + 7\text{aq.}$ Findet sich in Mineralquellen (Bitterwassern), aus welchen letzteren sie durch Abdampfen und Krystallisiren gewonnen wird. Das Salz ist hier durch wechselseitige Zersetzung von Gypslösung und kohlensaurer Magnesia entstanden. Bildet klare, rhombische Prismen, schmeckt bitter salzig, ist leicht auflöslich. Verliert noch unter 150° 6 Aeq. Wasser, das siebente erst über 200° . Bei 300° krystallisirt sie in monokliner Form mit nur 6 aq.

Schwefelsaure Kali-Magnesia, $\text{K}\ddot{\text{S}} + \text{Mg}\ddot{\text{S}} + 6\text{aq.}$, bildet grosse, harte, klare, monokline Krystalle. Scheidet sich aus der Mutterlauge des Meerwassers und vieler Salzsoolen aus. Ein damit isomorphes Doppelsalz bildet das schwefelsaure Ammoniumoxyd.

Salpetersaure Magnesia, $\text{Mg}\ddot{\text{N}} + 6\text{aq.}$, bildet zerfliessliche Krystalle.

Phosphorsaure Magnesia, $\text{Mg}^2\text{H}\ddot{\text{P}} + 14\text{aq.}$, entsteht als amorpher Niederschlag durch Fällung einer concentrirten Lösung von Bittersalz mit dreibasisch-phosphorsaurem Natron; aus verdünnten Lösungen scheidet sie sich allmählig und krystallinisch ab. Sie ist ein Bestandtheil der Saamen der Getreidearten und der Knochen der Thiere.

Phosphorsaure Ammoniumoxyd-Magnesia, $\text{NH}^4\text{Mg}^2, \ddot{\text{P}} + 12\text{aq.}$, bildet öfters die in Thieren, namentlich in der Harnblase, vorkommenden steinigen Concretionen, setzt sich aus faulendem Harn in kleinen Krystallen ab, und fällt als ein krystallinisches Mehl nieder, wenn man zu einem aufgelösten Magnesiumsalz phosphorsaures Ammoniak, oder Salmiak und phosphorsaures Natron mischt. In Wasser kaum löslich; in Wasser, welches freies Ammoniak enthält, ganz unlöslich. Verwandelt sich im Glühen in

$2\text{MgO}, \text{PO}_5$. Diese Verhältnisse benutzt man zur Unterscheidung und quantitativen Bestimmung der Magnesia, so wie zur Erkennung und Bestimmung der Phosphorsäure.

Arseniksaure Magnesia, $\text{Mg}^2\text{H}, \ddot{\text{As}} + 14\text{aq.}$, weiss, in Wasser unlöslich. Das Ammonium-Doppelsalz ganz ähnlich dem entsprechenden phosphorsauren Salz, ebenfalls in Ammoniak ganz unlöslich.

Kohlensaure Magnesia, $\text{Mg}\ddot{\text{C}}$, bildet den *Magnesit*, ein amorphes, weisses Mineral. Vermischt man eine Lösung von Bittersalz kalt mit kohlensaurem Kali oder Natron, so entsteht ein voluminöser Niederschlag, der nach dem Trocknen eine zarte, leichte, weisse Masse bildet, bekannt unter dem Namen *Magnesia alba*. Sie ist eine, je nach der Concentration, der Temperatur und dem Alkali, in der Zusammensetzung variirende Verbindung von kohlensaurer Magnesia mit Magnesiahidrat. Aus der abfiltrirten Lösung, die kohlensaure Magnesia in der frei gewordenen Kohlensäure gelöst enthält, krystallisirt nach einiger Zeit $\text{Mg}\ddot{\text{C}} + 3\text{aq.}$ in kleinen Prismen. Geschieht die Fällung heiss, so wird alle Magnesia gefällt, indem auch dieses neutrale Salz in Magnesia alba verwandelt wird.

Kohlensaure Kali-Magnesia, $\text{K}\ddot{\text{C}}^2 + 2\text{Mg}\ddot{\text{C}} + 9\text{aq.}$, krystallisirt aus einem Gemische einer Chlormagnesiumlösung mit einer gesättigten Lösung von Kali-Bicarbonat in kleinen Prismen. Verliert beim Glühen alles Wasser und $\frac{3}{4}$ der Kohlensäure.

Kohlensaure Kalk-Magnesia, bildet den rhomboëdrisch krystallisirten *Bitterspath*, der, bestehend aus zwei isomorphen Salzen, die Bestandtheile in variirender Menge enthalten kann. Dieses Doppelsalz macht den Hauptbestandtheil einer Gebirgsart, des *Dolomits*, aus.

Oxalsaure Magnesia, $\text{Mg}\ddot{\text{E}} + 2\text{aq.}$ Unlösliches Pulver. Aus ihrer Auflösung in Säuren wird sie nicht durch Ammoniak gefällt. Hierauf beruht die Scheidung der Magnesia vom Kalk. Die Magnesiasalze werden nicht durch Oxalsäure oder zweifach-oxalsaures Kali gefällt.

Borsaure Magnesia, $2(\text{Mg}^3\text{B}^4) + \text{MgCl}$, bildet ein in Würfeln und Tetraëdern krystallisirtes Mineral, den *Boracit*.

Kieselsaure Magnesia bildet, in verschiedenen Sättigungsstufen, mehrere Mineralien; z. B. den *Talk* und *Speckstein*; den *Meerschaum*, $\text{MgSi} + \text{aq.}$; den *Chrysolith* oder *Olivin*, Mg^3Si ; den *Serpentin*, $3\text{MgH}^2 + 2\text{Mg}^3\text{Si}^2$.

Kieselsaure Kalk-Magnesia bildet die in monoklinen Formen krystallisirenden *Augite*, $\text{Ca}^3\text{Si}^2 + \text{Mg}^3\text{Si}^2$, und die *Hornblenden*, $\text{CaSi} + \text{Mg}^3\text{Si}^2$, in denen die Basen häufig durch andere isomorphe Basen vertreten sind, daher ihre Verschiedenheit in Farbe und anderen Eigenschaften.

Die Magnesia wurde 1755 von Black als eigenthümliche Erde erkannt.

9. Aluminium.

$\text{Al} = 13,7$.

Vorkommen. Als Thonerde (Aluminiumoxyd), nächst der Kieselsäure, der häufigste Bestandtheil unseres Planeten.

Eigenschaften. Zinnweisses, stark glänzendes, sehr geschmeidiges und festes Metall von 2,67 spec. Gewicht und starkem Klang. In Glühhitze schmelzbar, ohne sich merklich zu oxydiren, selbst in einer Sauerstoffgasflamme wenig oxydirbar. In verdünnter Schwefelsäure und selbst in concentrirter Salpetersäure unauflöslich; leicht löslich, unter Wasserstoffgas-Entwicklung, in Chlorwasserstoffsäure und in kaustischen Alkalien.

Darstellung. Das Aluminium ist aus der Thonerde nicht durch Kohle reducirbar. Dagegen wird es leicht reducirt, wenn man Natrium in dem Dampf von Chloraluminium erhitzt. Am zweckmässigsten ist es, ein vollkommen trocknes Gemenge von 40 Th. Chloraluminium-Natrium, 20 Th. Chlornatrium, 20 Th. Fluorcalcium und 8 Th. Natrium, letzteres in Stückchen zerschnitten, in einem bedeckten Tiegel bis zum vollen Schmelzen zu erhitzen.

Aus dem Kryolith (Seite 183) erhält man es, indem man ihn, fein gerieben, mit dem gleichen Gewicht eines Flusses aus 7 Th. Chlornatrium und 9 Th. Chlorkalium vermischt, dieses Gemenge schichtweise mit Stückchen von Natrium in einen ausgetrockneten Tiegel füllt und rasch bis zum vollen Glühen und Schmelzen der Masse erhitzt. Auf 100 Th. des Gemenges nimmt man 16 bis 20 Th. Natrium.

Thonerde, Alaunerde, Aluminiumoxyd, $\text{Äl} = 51,4$. Sie kommt als Mineral in klaren Krystallen des hexagonalen Systems vor, theils farblos, theils roth oder blau gefärbt (*Rubin* und *Saphir*); eine undurchsichtige Varietät heisst *Corund*, eine derbe *Smirgel*. Im krystallisirten Zustand hat die Thonerde 4,0 spec. Gewicht und ist nächst dem Diamant und dem Bor der härteste Körper.

Die aus Verbindungen dargestellte ist eine weisse, geschmacklose, nur im Knallgasgebläse schmelzbare Masse. Man erhält sie aus dem Alaun durch Fällung seiner Auflösung mit überschüssigem kohlensauren Kali, Auflösen des ausgewaschenen, kali- und schwefelsäurehaltigen Niederschlags in Salzsäure, Fällen mit Ammoniak, und Auswaschen und Trocknen des sehr voluminösen, gallertartigen Niederschlags. Dieser ist Thonerdehydrat, welches durch Glühen zu reiner Thonerde wird. Auch kann sie durch heftiges Glühen des Ammoniak-Alauns dargestellt werden. Geglüht ist sie in Säuren sehr schwer löslich. Von kaustischem Kali und Natron wird das Hydrat in bedeutender Menge aufgelöst; aber bei längerem Erhitzen bis 1000° wird es sowohl in Alkalien als in Säuren unlöslich. Die Thonerde verhält sich gegen starke Salzbasen überhaupt wie eine schwache Säure. Solche Verbindungen nennt man Aluminate. Als Mineralien kommen vor die Aluminate von Magnesia (der *Spinell*, MgÄl), von Zinkoxyd (der *Gahnit*, ZnÄl), von Eisenoxydul-Magnesia (der *Pleonast* [FeMg] Äl). Sie sind alle in regulären Octaëdern krystallisirt.

Von anderen Erden unterscheidet sich die Thonerde durch die Auflöslichkeit in kaustischem Kali, durch ihre Eigenschaft mit Kali und Schwefelsäure octaëdrische Kry-

stalle von Alaun zu geben, und, mit salpetersaurem Kobaltoxyd befeuchtet und geglüht, schön blau zu werden.

Schwefelaluminium, AlS_3 , weisse, glasige Masse, die sich mit Wasser augenblicklich in Thonerde und Schwefelwasserstoff verwandelt. Wird durch Glühen von Thonerde in dem Dampf von Schwefelkohlenstoff erhalten.

S a l z e.

Die löslichen Aluminiumsalze haben einen säuerlichen, süsslich zusammenziehenden Geschmack. Kaustisches Kali bewirkt darin einen, in überschüssig zugesetztem Kali wieder löslichen Niederschlag, wieder fällbar durch Salmiaklösung. Alle löslichen reagiren sauer.

Chloraluminium, AlCl_3 . Farblose, krystallinische, leicht schmelzbare, sehr flüchtige Masse; an der Luft zerfliesslich, in Wasser unter starker Erhitzung auflöslich. Wird erhalten durch Glühen eines Gemenges von Thonerde und Kohle in Chlorgas. Eine Auflösung von Thonerde in Salzsäure wird beim Verdunsten zur Trockne zersetzt.

Erhitztes Chlornatrium absorbirt den Dampf von Chloraluminium und bildet damit ein leicht schmelzbares, in Glühhitze flüchtiges Doppelsalz, das zur Darstellung des Aluminiums im Grossen angewendet wird.

Fluoraluminium, AlF_3 , entsteht bei der Einwirkung von Flusssäure auf Thonerde und sublimirt sich, in einem Gasstrom bis zum starken Weissglühen erhitzt, in farblosen, klaren Würfeln. Auch entsteht es, neben krystallisirtem Silicium, beim Schmelzen von Aluminium in Fluorkieselgas. Durch keine Säure zersetzbar.

Fluoraluminiumnatrium, $3\text{NaF} + \text{AlF}_3$, bildet den bis jetzt nur in Grönland in einem mächtigen Lager als farbloses, durchscheinendes, krystallinisches Mineral vorkommenden *Kryolith*. Wird zur Fabrication von Soda und schwefelsaurer Thonerde angewendet.

Schwefelsaure Thonerde, $\text{Al}_2\text{S}_3 + 18\text{aq.}$, krystallisirt in dünnen, perlmutterglänzenden, leicht auflöslichen Blättchen.

Wird im Grossen bereitet durch Erhitzen von eisenfreiem Thon mit Schwefelsäure.

Schwefelsaure Kali-Thonerde, $\text{K}\ddot{\text{S}} + \text{Al}\ddot{\text{S}}^3 + 24\text{aq.}$, Alaun. Wegen seiner grossen Anwendung, besonders in der Färberei und Lederbereitung, das merkwürdigste Thonerdesalz. Er scheidet sich als Krystallpulver aus beim Vermischen concentrirter Auflösungen von schwefelsaurem Kali und schwefelsaurer Thonerde. Im Grossen wird er auf mehrfache Weise gewonnen: 1) durch Auslaugen alaunhaltiger vulkanischer Erde; 2) aus dem Alaunstein, einer Verbindung von Thonerdehydrat mit Alaun, durch gelindes Glühen und nachheriges Auslaugen; 3) am allgemeinsten aus der Alaunerde und dem Alaunschiefer (Alaunerz), einem mit Braunkohle und Schwefeleisen durchdrungenen Thon oder Thonschiefer, durch freiwillige Verwitterung oder Rösten an der Luft, Auslaugen, Concentriren der Lauge durch Eindampfen, Zusatz eines Kalisalzes, namentlich schwefelsauren Kali's oder Chlorkaliums, wodurch sich der Alaun als krystallinisches Pulver (Alaunmehl) abscheidet, Wiederauflösen desselben und Krystallisiren; 4) durch Erhitzen von Thon mit Schwefelsäure, Auslaugen und Zusatz von schwefelsaurem Kali.

Der Alaun krystallisirt in regulären, farblosen Octaëdern, schmeckt säuerlich zusammenziehend, reagirt schwach sauer, ist schwer löslich in kaltem, leicht löslich in heissem Wasser. Enthält 45,5 Proc. Krystallwasser, schmilzt beim Erwärmen unter starkem Aufschäumen, unter Verlust des Wassers, zu einer schwammigen, weissen, in Wasser sehr langsam wieder löslichen Masse (gebrannter Alaun). Wird eine Alaunlösung so lange allmählig mit kohlensaurem Kali versetzt, als sich noch der anfänglich entstehende Niederschlag wieder auflöst, so erhält man beim freiwilligen Verdunsten den Alaun in Würfeln krystallisirt.

Das Kali im Alaun kann durch das damit isomorphe Natron oder Ammoniumoxyd ersetzt werden, ohne Aenderung der Krystallform. Der Natron-Alaun verwittert in der Luft und zerfällt zu Mehl. Der Ammoniak-Alaun wird öfters statt des Kali-Alauns angewendet und im Grossen

gewonnen, indem man der rohen Alaunlauge, statt eines Kalisalzes, das durch trockne Destillation thierischer Stoffe gewonnene kohlensaure, oder daraus bereitete schwefelsaures Ammoniumoxyd zusetzt.

Ueber die Alaune, welche statt der Thonerde das damit isomorphe Eisenoxyd und Chromoxyd enthalten, siehe Eisen und Chrom.

Phosphorsaure Thonerde, $\text{Äl}_3\text{P} + 12\text{aq.}$, bildet ein Mineral, den strahlig krystallinischen *Wawellit*. Durch Fällung gebildet, ist sie ein gelatinöser Niederschlag von variirender Zusammensetzung, löslich in Säuren und in kaustischem Kali.

Kieselsaure Thonerde macht einen Bestandtheil einer grossen Anzahl von Mineralien aus, namentlich der Feldspath- und Glimmer-Arten, welche Gemengtheile von Hauptgebirgsarten sind, so wie des Thons, des Lehms und der Ackererde. Sie ist ferner der Hauptbestandtheil des Porzellans, Steinguts, überhaupt der Töpfer- und Thonwaaren.

Kieselsaure Thonerde mit Wasser, $\text{Äl}_3\text{Si}^4 + 6\text{aq.}$, bildet den reinsten Thon oder *Kaolin* (Porzellanthon).

Kieselsaure Kali-Thonerde, $\text{KSi} + \text{ÄlSi}^3$, bildet den gewöhnlichen *Feldspath* (Orthoklas), den Hauptgemengtheil des Granits, Gneisses, Syenits, Porphyrs und anderer Gebirgsarten. Die reinen Arten bilden klare, farblose Krystalle des monoklinen Systems. Er ist durch Säuren nicht zersetzbar.

Kieselsaure Kali-Thonerde, $\text{KSi} + 4\text{ÄlSi}$, ist der am häufigsten vorkommende *Glimmer*.

Kieselsaure Natron-Thonerde, $\text{NaSi} + \text{ÄlSi}^3$, ist der diklin krystallisirende Natron-Feldspath oder *Albit*.

Kieselsaure Lithion-Thonerde, ist der Hauptbestandtheil des *Petalits* und *Spodumens*.

Kieselsaure Thonerde mit den Silicaten der isomorphen Basen Kalk, Magnesia, Eisenoxydul oder Manganoxydul bildet die in Dodecaëdern krystallisirten *Granaten*, zusammengesetzt nach der allgemeinen Formel $\text{M}^3\text{Si} + \text{ÄlSi}$, in

welcher auch ein Theil der Thonerde durch das isomorphe Eisenoxyd substituirt sein kann.

Kieselsaure Thonerde mit den Silicaten von Kalk, Baryt und den Alkalien bildet die schön krystallisirten, wasserhaltigen Zeolithe, z. B. den rhombisch krystallisirten *Harmotom*, $\text{BaSi} + \text{AlSi} + 5\text{aq.}$, den regulär krystallisirten *Analcim*, $\text{Na}^3\text{Si}^2 + 3\text{AlSi} + 6\text{aq.}$, den rhombischen *Stilbit*, $\text{CaSi} + \text{AlSi} + 6\text{aq.}$

Kieselsaure Thonerde mit Fluorkieselaluminium, $6\text{Al}^3\text{Si}^2 + (3\text{AlF}^3 + 2\text{SiF}^3)$ ist der rhombisch krystallisirte *Topas*.

Kohlensaure Thonerde, neutrale existirt nicht.

Der *Ultramarin*, eine der schönsten blauen Farben, als Mineral den *Lazurstein* bildend, besteht aus Kieselsäure, Thonerde, Natron und einer kleinen Menge Schwefel. Die Ursache seiner Farbe ist nicht sicher bekannt.

Die Isolirung des Aluminiums wurde 1827 entdeckt.

10. B e r y l l i u m (Glycium).

$\text{Be} = 7,0$ *).

Vorkommen. Nur selten, als Beryllerde, vorzüglich im Beryll.

Eigenschaften. Weisses, geschmeidiges, bei Glühhitze schmelzbares Metall von 2,1 spec. Gewicht. In seinem chemischen Verhalten sehr ähnlich dem Aluminium. Wird wie dieses durch Natrium aus dem sublimirbaren Chlorberyllium erhalten.

Beryllerde, $\text{Be} = 38$. Weisses, geschmackloses Pulver, von 3,0 spec. Gewicht. Auflöslich in kaustischem Kali; aus der verdünnten Auflösung wird sie durch Kochen vollständig gefällt. Auch ist das Hydrat auflöslich in kohlen-saurem Ammoniak, wodurch sie sich von der Thonerde unterscheidet und von dieser getrennt werden kann. Mit Schwefelsäure und Kali giebt sie keinen Alaun.

*) $\text{Be} = 4,7$ wenn Beryllerde $= \text{BeO}$.

Die *Beryllersalze* haben einen zusammenziehenden süssen Geschmack. Ammoniak fällt daraus Beryllerdehydrat.

Kieselsaure Beryll-Thonerde, $\text{BeSi} + \text{AlSi}$, bildet den oft in sehr grossen sechsseitigen Säulen des hexagonalen Systems vorkommenden *Beryll* und den schön grünen *Smaragd*, die nur durch die Farbe verschieden sind und $13\frac{2}{3}$ Proc. Beryllerde enthalten. Sie werden nicht durch Säuren zersetzt. Um die Erden auflöslich zu machen, müssen sie als feines Pulver mit dem 4fachen Gewicht kohlensauren Alkali's geschmolzen werden.

Beryllerde-Aluminat, BeAl_3 , ist der rhombisch krystallisirte *Chrysoberyll*, ebenfalls ein Edelstein.

Die Beryllerde wurde 1797 von Vauquelin entdeckt, die Isolirung des Berylliums 1828.

11—13. Yttrium, Erbium, Terbium.

Vorkommen. Sehr selten, als Yttererde in wenigen seltenen Mineralien.

Eigenschaften. Aus metallisch glänzenden Schuppen bestehendes, schwarzes Pulver. Verbrennt beim Erhitzen mit blendendem Feuer zu Yttererde.

Yttererde. Was anfangs unter diesem Namen als ein einziges Oxyd betrachtet wurde, enthält noch zwei andere, sehr ähnliche Erden, die Erbin- und Terbinerde. Es ist ein weisses, geschmackloses, unschmelzbares Pulver von 4,8 spec. Gewicht. In kaustischen Alkalien ganz unlöslich. Man gewinnt sie aus dem *Gadolinit*, einem sehr seltenen, schwarzen Mineral, welches hauptsächlich aus kieselsaurer Yttererde besteht. 1794 von Gadolin entdeckt.

14. Z i r c o n i u m.

$$\text{Zr} = 33,6 *).$$

Vorkommen. Sehr selten, vorzüglich als kieselsaure Zirconerde, den *Zircon* (oder Hyacinth) bildend.

*) $\text{Zr} = 44,8$ wenn Zirconerde ZrO_2 .

Eigenschaften. Schweres, schwarzes Pulver, nimmt unter dem Polirstahl einigen Metallglanz an. Verbrennt beim Erhitzen zu weisser Zirconerde.

Zirconerde, $\text{Zr} = 91,2$. Weisses, unschmelzbares Pulver, von 4,3 spec. Gewicht. Nach dem Glühen nur in concentrirter Schwefelsäure löslich. Dadurch characterisirt, dass sie aus einer neutralen Auflösung durch Zusatz von schwefelsaurem Kali niedergeschlagen, und dass dieser Niederschlag nach dem Kochen der Flüssigkeit nicht mehr vollständig von reinem Wasser aufgelöst wird.

Kieselsaure Zirconerde, ZrSi , bildet den *Zircon*, ein quadratoctaëdrisch krystallisirtes, sehr hartes, verschieden gefärbtes Mineral. Die gelbrothe durchsichtige Art davon wird *Hyacinth* genannt.

Die Zirconerde wurde 1789 von Klaproth, die Isolirung des Zirconiums 1824 von Berzelius entdeckt.

15. Thorium.

$\text{Th} = 59,6$.

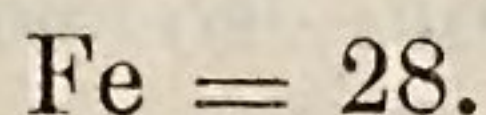
Vorkommen. Bis jetzt nur in wenigen, sehr seltenen Mineralien, namentlich dem *Pyrochlor* und dem *Thorit*, welcher letztere hauptsächlich aus kieselsaurer Thorerde besteht.

Eigenschaften. Graues, schweres Metallpulver. Verbrennt beim Erhitzen zu Thorerde.

Thorerde, $\text{Th} = 67,6$. Weisses Pulver von 9,4 spec. Gewicht. In ihren Salzen sehr ähnlich den Zirconiumsalzen; wie diese, wird sie aus ihrer Auflösung durch schwefelsaures Kali als Doppelsalz gefällt. Characteristisch ist, dass eine concentrirte Lösung von schwefelsaurer Thorerde beim Erhitzen ein Magma von feinen Krystallnadeln bildet. — 1828 von Berzelius entdeckt.

II. Gruppe der Wasser zersetzenden Metalle.

1. Eisen.



Vorkommen. Das verbreitetste Metall dieser Abtheilung. Als Meteoreisen *gediegen*. Die Erze, woraus das Eisen gewonnen wird, bestehen alle aus Eisenoxyden; sie sind: der *Magneteisenstein* (Oxydul-Oxyd), der *Eisenglanz* und *Rotheisenstein* (Oxyd), die *Brauneisensteine*, *Thoneisensteine* und *Raseneisensteine* (Oxydhydrat), der *Spatheisenstein* und der *thonige Sphärosiderit* (kohlensaures Oxydul). Ferner findet es sich häufig in Verbindung mit Schwefel und mit Säuren.

Gewinnung. Zur Auflockerung und zur Entfernung von Wasser, Kohlensäure, Schwefel etc. werden die Erze gewöhnlich vorher an der Luft geblüht (*geröstet*). Sie werden hierauf zerkleinert und reichere Erze in der Regel mit ärmeren gemengt (*gattirt*). Je nach der Natur der Mineralien (der Gangart), welche in den Erzen die Eisenoxyde begleiten, werden den Erzen gewisse Flussmittel (*Zuschläge*), wie Kalkstein, Quarz etc., beigemischt. Dieses Gemenge (die *Beschickung*) wird nun in abwechselnden Schichten mit Holzkohlen oder Coaks in den *Hohofen* gegeben und hier mittelst eines sehr heftigen Gebläsefeuers eingeschmolzen, während durch die obere Mündung des Ofens beständig neue Schichten von Kohlen und Beschickung

nachgefüllt werden. Das Eisen wird hierbei durch die Kohle und das Kohlenoxydgas aus seinen Oxyden reducirt, es wird in dem unteren heissesten Raume des Ofens flüssig, und sammelt sich auf dem Boden desselben geschmolzen an. Hier wird es noch flüssig abgelassen oder ausgeschöpft. Die Gangart ist mit den Zuschlägen zusammengeschmolzen und hat damit die *Schlacke* gebildet, die von dem geschmolzenen Eisen abgenommen wird.

Das so (in *Gänzen* oder *Flossen*) erhaltene Eisen heisst *Roheisen*. Es ist noch nicht reines Eisen und darum nicht schmiedbar; es kann als solches nur zu Gusswaaren verwendet werden. Um es schmiedbar zu machen, in *Stabeisen* zu verwandeln, wird es *gefrischt*; diess beruht darauf, dass dem Roheisen der grösste Theil des Kohlenstoffs, Siliciums und der Phosphor, so wie andere fremde Einmischungen, die es enthält, durch Oxydation entzogen werden, und geschieht durch Schmelzung entweder vor dem Gebläse auf Heerden (*Frischfeuern*), oder in Flammöfen (*Puddlingsöfen*) unter abgemessenem Zutritt der Luft. Hierbei verbrennt ein Theil des Eisens zu Oxyd-Oxydul, welches in die übrige Eisenmasse eingeknetet wird und durch seinen Sauerstoffgehalt die Oxydation ihrer Beimischungen bewirkt. Der Kohlenstoff verbrennt zu Kohlenoxydgas, das Silicium und der Phosphor zu Säuren, die in die entstehende Frischschlacke (Eisenoxydul-Silicat) übergehen. Die Eisenmasse verliert hierbei allmählig ihre anfängliche Schmelzbarkeit und wird zuletzt in Gestalt eines lose zusammenhängenden Klumpens (die *Luppe*) erhalten. Dieser wird dann noch glühend zertheilt und in einzelnen Stücken unter den schweren Eisenhämmern oder zwischen grossen Walzen zu vierkantigen Stäben oder runden Stangen ausgeschmiedet oder ausgereckt.

Das metallische Eisen wird in drei verschiedenen Zuständen verarbeitet und angewendet, als Roheisen, als Stabeisen und als Stahl; die Eigenschaften dieser drei Arten sind sehr verschieden, sie scheinen hauptsächlich durch den ungleichen Gehalt an Kohlenstoff und Silicium bedingt zu sein.

1. *Roheisen, Gusseisen.* Man unterscheidet graues und weisses. a) *Graues Roheisen*; schwarzgrau bis lichtgrau; fein- und grobkörnig; wenig hart, leicht zu feilen, drehen und bohren. Erzeugt sich beim richtigen Verhältniss der Beschickung. Bei zu viel Kohle entsteht schwarzgrau, graphithaltiges, *gaares* Roheisen. b) *Weisses Roheisen*; zinnweiss, stark glänzend, von grossblättrigem bis dichtem, feinkörnigem Gefüge; sehr hart und sehr spröde. Entsteht bei zu viel Erz im Verhältniss zur Kohle und zu starker Wirkung des Gebläses (*grelles* Roheisen).

Das Roheisen ist spröde, nicht schmiedbar, nicht schweisssbar, aber viel leichter schmelzbar als Stabeisen; zieht sich beim Erstarren zusammen, und verändert Gefüge und Härte bedeutend, je nachdem es langsam oder plötzlich erstarrt. Erweicht bei Rothglühhitze und lässt sich dann sägen. Löst sich in verdünnter Schwefelsäure und unter Entwicklung eines stinkenden, kohlehaltigen Wasserstoffgases und Zurücklassung von Kohle, Phosphor- und Arsenikeisen und Kieseloxyd, und in sehr verdünnter kalter Salpetersäure ohne Gas-Entwicklung, mit Zurücklassung seines ganzen Kohlenstoff-Gehalts, auf. Enthält 3,15 bis 5,25 Proc. Kohlenstoff, theils chemisch gebunden, theils in Gestalt von Graphitblättchen eingemengt; ausserdem veränderliche, kleine Mengen von Kiesel, Phosphor, Arsenik, Mangan, Schwefel etc.

2. *Stabeisen.* Im Bruche lichtgrau; nach dem Poliren stark glänzend; geschmiedet von sehnigem, zackigem Gefüge; das härteste und zäheste geschmeidige Metall; zu sehr feinem Draht ausziehbar; wird, glühend abgelöscht, nicht härter. Erweicht bei Rothglühhitze und lässt sich in Weissglühhitze zusammenschweissen; schmilzt erst in der höchsten Weissglühhitze. Krystallisirt in Würfeln. Spec. Gewicht 7,7. Magnetisch.

Das Stabeisen enthält noch $\frac{1}{2}$ Procent Kohlenstoff, gewöhnlich auch noch Spuren von Kiesel und Mangan. Durch eine geringe Einmischung von Phosphor wird es *kaltbrüchig*, d. h. in der Kälte leicht brechend, wiewohl es schweisssbar bleibt. Höchst geringe Einmischungen von Schwefel machen

es *rothbrüchig*, d. h. beim Schmieden in Glühhitze brüchig. Wird, mit Kohle geschmolzen, zu Roheisen. — Kohlenfreies Eisen ist nur durch Reduction von Eisenoxyd mit Wasserstoffgas, oder durch Schmelzen von reinem Stabeisen mit Eisenoxyd darstellbar. Ist weicher und weisser als gewöhnliches Stabeisen.

3. *Stahl*; ein kohlenstoffreicheres Eisen, mit weniger Kohlenstoff als im Roheisen, und mehr als im Stabeisen; nicht selten mit Spuren von Kiesel, Aluminium und Mangan. — Grauweiss; von sehr feinkörnigem, gleichem, durchaus nicht sehnigem Gefüge; sehr politurfähig. Glühend plötzlich abgekühlt (*abgelöscht*), wird er sehr hart, spröde, elastisch (*das Härten des Stahls*); beim langsamen Abkühlen bleibt er in der Kälte geschmeidig, weich, nur wenig härter als Stabeisen. In Rothglühhitze schmiedbar, in Weissglühhitze schweisssbar. Läuft beim Erhitzen in der Luft mit verschiedenen, bei zunehmender Hitze wechselnden Farben an, wodurch der Grad seiner Härte und Elasticität bestimmt werden kann (*das Anlassen des Stahls*); bei 2150 hellgelb, dann dunkelgelb, purpurfarben, violett, dunkelblau; bei anfangendem Glühen bildet sich eine dickere, schwarze Oxydrinde. Schmilzt leichter als Stabeisen, schwerer als Roheisen. Behält den Magnetismus.

Der Stahl wird hauptsächlich auf zweierlei Weise erzeugt: 1) Aus gewissen Roheisensorten durch Schmelzen vor dem Gebläse unter Kohlen, wie beim Eisenfrischen: *Rohstahl*. 2) Durch vieltägiges Glühen von Stabeisen zwischen Kohlenpulver in verschlossenen thönernen Kasten: *Cämentstahl*, *Brennstahl*. Um ihn gleichförmiger zu machen, wird der Rohstahl *raffinirt* oder *gegerbt*, d. h. er wird in dünne Stäbe ausgereckt und viele solcher alsdann zu einem Stück zusammengeschweisst. Aus demselben Grunde wird der Cämentstahl in Tiegeln unter einer Decke von Glas umgeschmolzen, *Gussstahl*. — *Damascirter Stahl* ist solcher, der nach dem Aetzen mit Säuren auf seiner polirten Oberfläche Streifen und Zeichnungen von hellerer und dunklerer Farbe, d. h. ein zusammengeschweisstes Ge-

menge von ungleichen Stahlarten zeigt; so besonders der indische Stahl, *Wootz*.

Verbindungen des Eisens.

Eisenoxyde. Das Eisen ist leicht oxydirbar; es hat drei Oxyde, ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure. In trockner Luft bleibt es bei gewöhnlicher Temperatur unverändert; in feuchter kohlensäurehaltiger *rostet* es zu ammoniakhaltigem Oxydhydrat. Bis zum Glühen erhitzt, bedeckt es sich mit einer schwarzen Rinde von Oxydul-Oxyd, *Glühspahn* oder *Hammerschlag*. In der Weissglühhitze verbrennt es mit glänzendem Funkensprühen zu Oxydul-Oxyd. Das bei gelinder Hitze durch Wasserstoffgas aus Oxyd reducirte, sehr fein zertheilte Eisen entzündet sich bei gewöhnlicher Temperatur von selbst an der Luft und verglimmt zu Oxyd. In Wasserdämpfen geglüht, oxydirt sich das Eisen zu krystallinischem Oxydul-Oxyd. Es löst sich in den meisten Säuren unter Wasserstoffgas-Entwicklung und Bildung von Oxydulsalz auf. Die Eisenoxyde sind durch Wasserstoffgas, Kohle und Kohlenoxydgas reducirbar.

a) Eisenoxydul, Fe. Schwarzes Pulver, unmagnetisch, verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu magnetischem Oxyd-Oxydul. Entsteht beim Glühen von Eisenoxyd in einem Gemenge von gleichen Volumen Kohlenoxyd- und Kohlensäuregas, oder von ungefähr gleichen Volumen Wassergas und Wasserstoffgas. Bei 4 Vol. des letzteren wird das Oxyd zu Metall reducirt. In Salzform bildet es sich beim Auflösen von Eisen in verdünnten Säuren. Alkalien fällen daraus weisses Oxydulhydrat, welches sich rasch höher oxydirt und grau, grün, schwarzblau und zuletzt gelbbraunes Oxydhydrat wird. Unterchlorigsaures Alkali bewirkt diese Oxydation momentan. Das Eisenoxydul färbt das Glas grün.

b) Eisenoxyd, Fe. Das natürlich vorkommende bildet den Eisenglanz und Rotheisenstein. Als Eisenglanz häufig krystallisirt, in derselben Form wie die Thonerde;

dunkel eisenschwarz, stark glänzend, von 5,24 spec. Gewicht, hart, unmagnetisch, giebt ein braunrothes Pulver. — Das künstlich dargestellte Oxyd ist theils ebenfalls schwarz und krystallisirt, theils bildet es ein, bald helleres, bald dunkleres, braunrothes Pulver. In Form von Eisenglanz krystallisirt erhält man es durch Glühen eines Gemenges von Eisenchlorid- und Wasser-Dampf, oder durch Glühen eines Gemenges von gleichen Theilen Eisenvitriol und Kochsalz, und nachheriges Auslaugen des gebildeten Glaubersalzes. Amorph als braunrothes Pulver erhält man es durch längeres Glühen von Eisen an der Luft, oder durch heftiges Glühen von calcinirtem Eisenvitriol (Caput mortuum, Braunroth; als Farbe und Polirpulver angewendet). Es ertheilt dem Glas eine gelbe Farbe. Es wird nur langsam von Säuren aufgelöst. Aus diesen Lösungen wird es durch Alkalien als braunes, amorphes Hydrat gefällt, welches in Säuren leicht löslich ist, aber nach längerem Kochen mit Wasser braunroth und in Säuren sehr schwer löslich wird, indem es einen Theil des Hydratwassers verliert. Eines der Haupteisenerze, der *Brauneisenstein*, besteht aus Eisen-oxydhydrat.

Eisenoxydul-Oxyd, Fe^{Fe} , bildet den Magneteisenstein, eines der besten Eisenerze, und kommt öfters auch in regulären Octaëdern krystallisirt vor. Schwarz, halb metallglänzend, von schwarzgrauem Pulver, 5,0 spec. Gewicht, magnetisch, schmelzbar. Dieselbe Verbindung entsteht bei der Oxydation von glühendem Eisen in Wasserdampf. Als braunschwarzes magnetisches Hydrat erhält man es, wenn man Eisen ohne Luftzutritt in verdünnter Schwefelsäure auflöst, $\frac{2}{3}$ vom Volum der Auflösung durch Erhitzen mit Salpetersäure in Oxydsalz verwandelt, nach dem Erkalten das andere Dritttheil Oxydullösung zumischt und das Gemische in einen Ueberschuss von Ammoniak giesst. — Glühspahn und Hammerschlag enthalten mehr Oxydul und bestehen vorzüglich aus Fe^6Fe .

c) Eisensäure, Fe . Nur in Verbindung mit Basen bekannt. Eisensaures Kali entsteht am positiven Pol, wenn man mittelst Gusseisen den galvanischen Strom durch

eine Lösung von Kalihydrat leitet, ferner wenn man ein Gemenge von Eisenoxydhydrat und concentrirter Kalilauge mit Chlorgas sättigt, oder wenn man Eisenfeile mit Salpeter mengt und heftig glüht. Seine Lösung in Wasser hat eine tief weinrothe Farbe und wird sehr leicht zersetzt.

Schwefeleisen. Das Eisen hat wenigstens 3 Schwefelungsstufen, FeS , Fe_2S_3 und FeS_2 . Eisen vereinigt sich beim Erhitzen mit Schwefel unter Feuer-Erscheinung. Eine Schwefelstange durchbohrt weissglühendes Stabeisen und Stahl (nicht Roheisen). Eisenfeilspähne, mit Schwefel gemengt und angefeuchtet, geben bei gewöhnlicher Temperatur schwarzes, pulveriges Schwefeleisen. Das so gebildete Product ist Einfach-Schwefeleisen, FeS . Durch Erhitzen von 3 Th. Eisen mit 2 Th. Schwefel und Schmelzen erhalten, bildet es eine graulich-broncefarbene, krystallinische Masse. Wird von Säuren unter Schwefelwasserstoff-Bildung zu Oxydulsalz aufgelöst. Erhitzt man gleiche Theile Eisen und Schwefel nicht bis zum Schmelzen des Products, so entsteht Fe_2S_3 .

Das Zweifach-Schwefeleisen, FeS_2 , bildet den als Mineral so häufig vorkommenden *Schwefelkies*, der keine entsprechende Oxydationsstufe hat; er krystallisirt in Würfeln und Octaëdern und anderen Formen des regulären Systems; er ist hell messinggelb, vollkommen metallglänzend, hat 5,0 spec. Gewicht, ist unmagnetisch, in verdünnten Säuren unlöslich. Eine dimorphe, rhombische Varietät ist der *Wasser-* oder *Speerkies*, von mehr graulichgelber Farbe und 4,65 spec. Gewicht. Beim Glühen in Wasserstoffgas wird der Schwefelkies in FeS verwandelt, bei der Destillation für sich verliert er nur einen Theil seines Schwefels, daher er zur Schwefelgewinnung dient, und verwandelt sich in eine Verbindung des Sulfurets mit dem Sesquisulfuret, $\text{FeS} + \text{Fe}_2\text{S}_3$. Eine ähnliche Verbindung ist der als Mineral vorkommende hexagonale *Magnetkies* $= 6\text{FeS} + \text{Fe}_2\text{S}_3$; er ist braungelb, metallisch glänzend, magnetisch.

Phosphoreisen. Stahlfarben, sehr politurfähig, sehr hart, spröde. In Salzsäure unlöslich. Kann erhalten werden durch Zusammenschmelzen von Eisen mit Knochen-

pulver, Sand und Kohle. Bestandtheil vor allem Meteoreisen.

Arsenikeisen. Weiss, metallisch glänzend, spröde, unmagnetisch, leicht schmelzbar; zersetzt nicht das Wasser. Die Verbindung FeAs kommt als zinnweisses Mineral vor und dient zur Gewinnung der arsenigen Säure. Der *Arsenikkies*, ein in zinnweissen, rhombischen Krystallen vorkommendes Mineral, ist $\text{FeS}_2 + \text{FeAs}$.

Antimoneisen, metallisch glänzend, spröde, unmagnetisch.

Eisensalze.

Das Eisen bildet zwei Reihen von Salzen: die Oxydul- und die Oxyd-Salze, oder die denselben entsprechenden zweierlei Haloïdsalze. Das Oxydul ist bei weitem die stärkere Basis. — Die wasserhaltigen *Oxydulsalze* sind bläulichgrün, die wasserfreien weiss, meist auflöslich, und schmecken süsslich, hintennach dinteartig. In Auflösung oxydiren sie sich bald zu Oxydsalzen, unter Absetzung eines unlöslichen, gelben, basischen Salzes. Alkalien fällen daraus weisses Oxydulhydrat (vergl. S. 193), Gerbsäure bewirkt darin keinen, Kaliumeisencyanür einen weissen, sich bald bläuenden Niederschlag. — Die *Oxydsalze* sind braun, braunroth oder weiss, und die löslichen schmecken sehr herb und dinteartig. Alkalien fällen daraus braunes Eisenoxydhydrat. Kaliumeisencyanür bewirkt darin, selbst bei ausserordentlicher Verdünnung, einen schön blauen, und Gerbsäure einen bläulichschwarzen Niederschlag. — Weder die Oxyd- noch die Oxydulsalze mit den stärkeren Säuren werden durch Schwefelwasserstoffgas gefällt; erstere aber dadurch, unter Fällung von Schwefel, in Oxydulsalze umgewandelt. Durch Schwefelalkalien werden alle Eisensalze schwarz gefällt. — Das Eisen wird nur durch Zink, aber nur bei vollkommen abgehaltenem Luftzutritt, aus seinen aufgelösten Salzen metallisch gefällt.

Chloreisen. a) *Eisenchlorür*, FeCl . Weisse Masse, in starker Hitze schmelzbar und flüchtig, sich in glänzen-

den Blättern sublimirend. In Wasser löslich. Entsteht durch Glühen von Eisen in Chlorwasserstoffgas oder mit Salmiak; ferner durch Auflösen von Eisen in Salzsäure. Aus der blassgrünen Auflösung krystallisirt es mit 4 At. Wasser in blassgrünen, zerfliesslichen Krystallen. *b) Eisenchlorid*, Fe^2Cl^3 , sublimirt sich in tafelförmigen, halbmetallich glänzenden Krystallen; zerfliesslich, sehr leicht löslich. Entsteht, wenn Eisen in Chlorgas gelinde erhitzt wird, wobei es sich entzündet; ferner durch Auflösen von Eisenoxyd in Salzsäure, oder von Eisen in Königswasser. Die concentrirte, dunkelrothgelbe Lösung bildet in feuchter Luft rothgelbe Krystalle von $\text{Fe}^2\text{Cl}^3 + 12\text{aq}$.

Jodeisen. *a)* Das *Jodür*, FeJ , ist in wasserfreiem Zustand farblos, zerfliesslich; in wasserhaltigem bildet es blassgrüne, leichtlösliche Krystalle mit 4aq. In gelöster Form erhält man es leicht, wenn man zerkleinertes Eisen mit Jod und Wasser in Berührung lässt. Das Jodid scheint nicht zu bestehen, die braungelbe Lösung von Jod im Jodür scheint keine Verbindung zu sein.

Cyaneisen. Es giebt ein Eisencyanür und ein Eisencyanid, für sich noch nicht mit Sicherheit darstellbar, aber um so merkwürdiger durch ihre Verbindungen unter einander und mit anderen Cyanmetallen. Das *Berlinerblau*, 1704 von Diesbach in Berlin entdeckt und als Farbe vielfach angewendet, ist eine wasserhaltige Verbindung von 3 At. Eisencyanür mit 2 At. Eisencyanid, $3\text{FeCy} + 2\text{Fe}^2\text{Cy}^3$. Im reinen Zustand tief blau, mit glänzendem, kupferfarbennem Bruch, undurchsichtig, in Wasser unlöslich. Das käufliche unreine ist mehr oder weniger hell, enthält oft Thonerde beigemengt. In der Glühhitze wird es zerstört unter Zurücklassung von eisenhaltiger Kohle. Wird von verdünnten, kalten Säuren nicht verändert.

Es entsteht, wenn man ein Gemenge von einem Eisenoxyd- und einem Eisenoxydul-Salz im Aequivalent-Verhältniss von 2:3 in Auflösung mit Cyankalium vermischt, oder durch Fällung einer Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxyd oder von Eisenchlorid mit Kaliumeisencyanür.

Ausser diesem Berlinerblau giebt es noch mehrere an-

dere ähnliche, wasserhaltige Verbindungen zwischen Eisencyanür und Eisencyanid.

Kaliumeisencyanür (blausaures Eisenkali, Blutlaugensalz), $2\text{KCy} + \text{FeCy} + 3\text{aq}$. Durch Kochen mit kaustischer Kalilauge verliert das Berlinerblau seine Farbe und wird in Eisenoxydhydrat umgewandelt, während sich darüber eine gelbe Auflösung bildet. Beim Verdunsten schießen daraus gelbe Krystalle einer Verbindung von Kaliumcyanür mit Eisencyanür an. Dieselbe Verbindung entsteht unter Wasserstoffgas-Entwicklung und Bildung von Kalihydrat, wenn man Eisen mit einer Lösung von Cyankalium erhitzt, oder, unter Absorption von Sauerstoff und Bildung von Kali, wenn man Eisen mit aufgelöstem Cyankalium mit der Luft in Berührung läßt. Im Grossen wird es gewonnen durch gelindes Glühen von Thierkohle oder Thierstoffen (Horn- und Lederabfällen, getrocknetem Fleisch) mit Pottasche und Eisenfeile oder Hammerschlag, Auslaugen der Masse und Krystallisiren.

Das Kaliumeisencyanür bildet citrongelbe, leicht spaltbare tafelförmige Krystalle des quadratischen Systems. Sein Krystallwasser entweicht schon bei 100° ; das wasserfreie Salz ist weiss, in Glühhitze schmelzbar, wobei es in ein Gemenge von Cyankalium und kohlehaltigem Eisen zersetzt wird. Durch Erhitzen mit concentrirter Schwefelsäure wird es, unter Entwicklung von viel Kohlenoxydgas, in die Sulfate von Kali, Eisenoxydul und Ammoniumoxyd verwandelt. Bei der Destillation mit verdünnter Schwefelsäure wird nur das Cyankalium, und auch dieses nur theilweise, zersetzt, indem die Hälfte des Cyans im Salz als Cyanwasserstoffsäure übergeht und eine weisse, an der Luft rasch blau werdende Verbindung von Eisencyanür mit Cyankalium ($\text{KCy} + 2\text{FeCy}$), gemengt mit schwefelsaurem Kali, zurückbleibt. Sein Verhalten beim Erhitzen mit Braunstein oder Mennige siehe S. 90 und 144.

Gleich wie mit dem Cyankalium, verbindet sich das Eisencyanür in derselben Proportion auch mit den meisten übrigen Cyanmetallen, und bildet so eine grosse Reihe von Doppel-Verbindungen. Die mit den Radicalen der Alka-

lien und alkalischen Erden sind auflöslich und krystallisirbar, und man erhält sie auf ähnliche Weise, wie die Kalium-Verbindung; die meisten übrigen sind unlöslich und entstehen als farblose oder gefärbte Niederschläge durch Vermischung von aufgelöstem Cyaneisenkalium mit einem aufgelösten Metallsalz. — Bei Vermischung von aufgelöstem Kaliumeisencyanür mit einem aufgelösten Eisenoxydulsalz entsteht ein weisser, sich rasch bläuender Niederschlag, mit *Eisenoxydsalz* entsteht Berlinerblau. Hierauf beruht auch die Anwendung des Cyaneisenkaliums in der Färberei.

Kaliumeisencyanid, $3\text{KCy} + \text{Fe}^2\text{Cy}^3$, entsteht aus dem vorigen, wenn diesem durch Chlor, welches man durch seine kalte Lösung leitet, $\frac{1}{4}$ seines Kaliumgehaltes entzogen wird. Beim Verdunsten der Lösung erhält man das Salz in schön gelbrothen, glänzenden Prismen des monoklinen Systems. Es ist wasserfrei. Seine Lösung giebt mit Eisenoxydulsalzen Berlinerblau. Analoge Verbindungen bildet das Eisencyanid auch mit anderen Cyanüren.

Wasserstoffeisencyanür, $2\text{HCy} + \text{FeCy}$, entsteht durch Zersetzung von in Wasser vertheiltem Bleieisencyanür mit Schwefelwasserstoff. In Gestalt weisser Krystallschuppen scheidet es sich ab, wenn man eine kalt gesättigte, luftfreie Lösung von Kaliumeisencyanür allmählig mit dem gleichen Volum concentrirter Salzsäure vermischt. Farblose, krystallinische, in Wasser leicht lösliche, sauer schmeckende und reagirende, geruchlose Masse. Ihre Auflösung bildet bei Luftzutritt Berlinerblau. Mit den Basen erzeugt sie die Doppelcyanüre. Eine ähnliche Wasserstoff-Verbindung bildet das Eisencyanid.

Das eigenthümliche Verhalten aller dieser Doppelcyanüre, dass z. B. das Eisen daraus nicht durch Alkali oder Schwefelalkali abgeschieden wird, hat zu der Ansicht geführt, dass sie das Eisen als Bestandtheil von zusammengesetzten Radicalen oder Salzbildern enthalten, bestehend aus Eisen und den Elementen des Cyans. Den im Kaliumeisencyanür hat man *Ferrocyan*, $\text{C}^6\text{N}^3\text{Fe}$, den im Kaliumeisencyanid *Ferridcyan*, $\text{C}^{12}\text{N}^6\text{Fe}^2$, genannt. Das erstere Salz ist hiernach Ferrocyankalium, $2\text{K} + \text{C}^6\text{N}^3\text{Fe}$, das an-

dere Ferridcyankalium, $3K + C^{12}N^6Fe^2$. Das Wasserstoffeisencyanür ist die Wasserstoffsäure des Ferrocyan, $2H + C^6N^3Fe$, u. s. w.

Nitroprussidnatrium, $Na^2C^{10}N^7O^2$, ist der Repräsentant einer Reihe von Verbindungen, die durch Einwirkung von Salpetersäure auf die Eisendoppelcyanüre entstehen. Es bildet sehr regelmässige, dunkel gelblichrothe Krystalle mit 4 aq., ähnlich dem Kaliumeisencyanid. Es wird erhalten durch längeres Erhitzen von 5 Th. Blutlaugensalz mit 4 Th. concentrirter Salpetersäure, verdünnt mit Wasser, und nachherige Sättigung mit kohlensaurem Natron. Man kann das Salz als $2NaC^2N + Fe^2C^6N^3 + NO^2$, oder als eine Verbindung von 2Na mit einem aus 5 Cyan, 2 Eisen und 1 Stickoxyd zusammengesetzten Radical, $C^{10}N^5Fe^2NO^2$, betrachten. Die löslichen Nitroprusside haben die Eigenschaft, durch Schwefelalkali intensiv purpurroth gefärbt zu werden.

Schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol, $Fe\ddot{S} + 7aq$. Blass blaulichgrüne, klare Krystalle des monoklinen Systems; verwittert in trockner Luft und wird gelb; in Wasser leicht löslich; die blassgrüne Auflösung verwandelt sich in der Luft allmählig in braungelbe Oxydul-Oxyd-Lösung, unter Absetzung eines gelben, basischen Salzes. Verliert beim Erhitzen leicht 6 At. Wasser, das letzte erst bei 300° , und wird weiss. Zersetzt sich in stärkerer Hitze in schweflige Säure, Schwefelsäure und Eisenoxyd (vergl. S. 59). — Entsteht durch Auflösung von Eisen oder Schwefeleisen in verdünnter Schwefelsäure. Wird wegen seiner bedeutenden Anwendung, namentlich in der Färberei, zur Dinte etc., im Grossen gewonnen durch Rösten, Verwittern und Auslaugen der Schwefelkiese.

Schwefels. Eisenoxydul-Ammoniumoxyd, $Fe\ddot{S}, NH^4\ddot{S} + 6aq$., bildet blassgrüne, luftbeständige, monokline Krystalle. Aehnlich und isomorph damit ist das Kali-Doppelsalz.

Schwefelsaures Eisenoxyd, $Fe\ddot{S}^3$. Nicht krystallisirbare, weisse, in Wasser mit rothgelber Farbe lösliche Masse. In concentrirter Schwefelsäure unauflöslich. Wird erhalten

durch Erhitzen von Eisenoxyd mit Schwefelsäure und Eintrocknen, oder durch Oxydation des Oxydulsalzes. — Das Eisenoxyd bildet mit der Schwefelsäure ausserdem noch mehrere basische Salze. So ist z. B. der Ocker, der sich aus einer Vitriollösung an der Luft absetzt, *fünffach-basisches schwefelsaures Eisenoxyd*, Fe_2S_3 oder $\text{FeS}_3 + 5\text{Fe}$.

Schwefelsaures Eisenoxyd-Kali oder *-Ammoniumoxyd*, (Eisen-Alaune), krystallisiren beide mit Krystallwasser in blass amethystfarbenen Octaëdern wie Alaun; auch sind sie auf dieselbe Weise wie dieser zusammengesetzt, nur dass darin das Aluminium durch Eisen vertreten ist. Das Kalidoppelsalz zersetzt sich schon bei $+ 300^\circ$, selbst in Auflösung. Mit Thonerde-Alaun krystallisiren sie in variirenden Verhältnissen zusammen.

Salpetersaures Eisenoxyd, FeN_3 . Rothbraune, nicht krystallisirbare Masse. Eisen wird von mässig concentrirter Salpetersäure mit grosser Heftigkeit angegriffen; in höchst concentrirter bleibt es blank und unangegriffen, und verliert durch den Contact mit ihr die Eigenschaft, Kupfer und Silber aus ihren Auflösungen metallisch zu fällen.

Salpetersaures Eisenoxydul. Eisen löst sich in sehr verdünnter, kalter Salpetersäure ohne Gas-Entwicklung zu salpetersaurem Eisenoxydul-Ammoniumoxyd auf.

Phosphorsaures Eisenoxydul entsteht als weisser Niederschlag, der sich an der Luft in blau-grünes Oxyd-Oxydulsalz verwandelt. Das Salz $3\text{FeO}, \text{PO}_5 + 8\text{aq.}$ kommt als Mineral (*Vivianit*) in durchsichtigen, blauen Krystallen vor.

Phosphorsaures Eisenoxyd. Durch wechselseitige Zersetzung erhalten, bildet es ein weisses Pulver. Wird beim Erhitzen braun. Kaustische Kalilösung entzieht ihm nur einen Theil der Säure und verwandelt es in ein braunes basisches Salz.

Arseniksaures Eisenoxydul, weisser Niederschlag, wird an der Luft schmutzig grün.

Arseniksaures Eisenoxyd. Weisser Niederschlag, ganz ähnlich dem phosphorsauren Salz. In Ammoniak mit rother Farbe löslich. Der in Rhombenoctaëdern krystalli-

sirte grünliche *Skorodit* ist $\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{AsO}_5 + 4\text{aq.}$, der in olivengrünen Würfeln krystallisirte *Pharmakosiderit* ($3\text{FeO}, \text{AsO}_5 + \text{Fe}_2\text{O}_3, 2\text{AsO}_5 + 18\text{aq.}$

Kieselsaures Eisenoxydul, $\text{Fe}_3\ddot{\text{Si}}$, macht, rhombisch krystallisirend, den Hauptbestandtheil der Frischlacke aus. Eisenoxydul- und Oxyd-Silicat sind Bestandtheile vieler Mineralien. Der schwarze, krystallisirte *Lievrit* z. B. ist $\text{Ca}\ddot{\text{Si}} + 2\text{Fe}_3\ddot{\text{Si}} + \text{Fe}_2\ddot{\text{Si}}$.

Kohlensaures Eisenoxydul, $\text{Fe}\ddot{\text{C}}$; natürlich als *Spath-eisenstein*, in Rhomboëdern krystallisirt; gewöhnlich gemengt mit den isomorphen Carbonaten von Kalk, Magnesia und Manganoxydul; farblos, häufiger gelb, braun bis schwarz. Hauptbestandtheil des thonigen *Sphärosiderits* der Steinkohlenformation. Das künstlich dargestellte ist ein weisser Niederschlag, der sich an der Luft rasch in braunes, fast kohlensäurefreies Eisenoxydhydrat umändert. In kohlensäurehaltigem Wasser löslich, daher Bestandtheil der eisenhaltigen Mineralwasser.

Kohlensaures Eisenoxyd ist nicht in bestimmter Sättigungsstufe bekannt.

Oxalsaures Eisenoxydul, $\text{Fe}\ddot{\text{C}}$; citrongelbes, in Wasser kaum lösliches Pulver. Wird aus einer concentrirten Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul durch freie Oxalsäure gefällt. Giebt beim Glühen in einer Retorte Kohlenoxyd- und Kohlensäuregas und Eisenoxydoxydul, beim Glühen an der Luft braunrothes Eisenoxyd.

Das Eisen lässt sich mit mehreren anderen Metallen zusammenschmelzen, allein keine dieser Legierungen ist von technischer Anwendung. — Einige Metalle, namentlich Wolfram, in kleiner Menge dem Stahl beigemischt, scheinen seine Eigenschaften zu verbessern. — Mehrere Salze des Eisens, so wie auch das durch Wasserstoffgas aus dem Oxyd reducirte metallische Eisen, sind wichtige Medicamente.

L. Nickel.

 $\text{Ni} = 29,5.$

Vorkommen. Wenig verbreitet; hauptsächlich in Verbindung mit Arsenik. Nie fehlender Bestandtheil des Meteoreisens.

Eigenschaften. Zwischen gelbweiss und stahlgrau; stark glänzend; von der Härte des Eisens; vollkommen streck- und dehnbar; von 8,8 spec. Gewicht; fast so strengflüssig wie Stabeisen. Magnetisch.

Oxyde. Das Nickel hat ein dunkel grünlichgraues Oxydul, NiO , und ein schwarzes Oxyd, Ni^2O^3 . Selbst in feuchter Luft bleibt das Metall blank; erhitzt läuft es mit Stahlfarben an. Das Nickeloxydul ist durch Kohle und Wasserstoffgas und durch Glühen seines oxalsauren Salzes sehr leicht reducirbar; in starker Weissglühhitze und in offenen Gefässen wird es, ohne Zusatz von Kohle, schon durch das Kohlenoxydgas im Ofen reducirt.

Von verdünnter Schwefelsäure und von Salzsäure wird das pulverförmige Nickel unter Wasserstoffentwicklung aufgelöst. Leichter löst es sich in Salpetersäure. Die Nickeloxydulsalze und ihre Auflösungen sind grün. Kaustisches Kali schlägt daraus apfelgrünes Oxydulhydrat, kohlensaures Kali blass apfelgrünes basisches kohlensaures Salz, Oxalsäure blassgrünes oxalsaures Salz nieder. Ammoniak färbt die Auflösungen, ohne Fällung, blau und violett. Bei Säure-Ueberschuss werden die Nickelsalze nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt. Schwefelalkalien fällen daraus schwarzes Schwefelnickel. Das Nickel wird aus einer siedenden Auflösung durch Zink metallisch gefällt. Auch wird es leicht durch den electrischen Strom reducirt.

Das *Nickeloxydul* wird durch Glühen des Hydrats oder des kohlensauren Oxyduls erhalten. In hoher Temperatur krystallisirt es in grauschwarzen regulären Octaëdern von 5,7 spec. Gewicht und ist dann unlöslich in Säuren. Das *Nickeloxyd* entsteht durch Berührung des kohlensauren Nickeloxyduls mit unterchlorigsaurem Natron. Von Oxalsäure

und von Ammoniak wird es zersetzt, von ersterer unter Entwicklung von Kohlensäure, von letzterem unter Entwicklung von Stickgas. Es verhält sich im Ganzen wie ein Superoxyd.

Chlornickel, NiCl . Nickel, in Chlorgas erwärmt, verbrennt darin lebhaft zu Chlorür, welches sich in glänzend gelben Krystallblättchen sublimirt. Sehr langsam in Wasser löslich mit grüner Farbe.

Das *Cyannickel*, NiCy , erhalten durch Fällung eines Oxydulsalzes mit Cyankalium, ist ein blaugrünliches Pulver, welches beim Erwärmen unter Verlust von Wasser hellbraun wird. Von Cyanalkalien wird es sehr leicht aufgelöst und bildet damit krystallisirende Doppelsalze von tief gelber Farbe. Das Kaliumnickelcyanür, $\text{KCy} + \text{NiCy} + \text{aq.}$, bildet sich auch beim Uebergiessen von Nickeloxydulhydrat mit Blausäure und Zumischung von Kali. Säuren fällen daraus Cyannickel.

Schwefelsaures Nickeloxydul, NiS , bildet mit 7 aq. rhombische, aus saurer Lösung anschliessend quadratische Krystalle mit 6 aq. von schön grüner Farbe, leicht löslich.

Salpetersaures Nickeloxydul, $\text{NiN} + 6\text{aq.}$, smaragdgrüne, leicht lösliche Prismen.

Schwefelnickel, NiS . Die Vereinigung geschieht unter starker Feuerentwicklung. Hell messinggelb, spröde. Findet sich als Mineral (*Haarkies*).

Arseniknickel, NiAs , kommt als grauweisses, metallisch glänzendes Mineral vor. Ni^2As bildet das am häufigsten vorkommende Nickelerz, den sogenannten *Kupfernickel*. Es ist hell kupferfarben, spröde.

Antimonnickel, Ni^2Sb , ist blass kupferfarben, ins Violette. Kommt ebenfalls als Mineral vor.

Das Nickel wird bis jetzt nur zur Fabrikation des Neusilbers (Argentans), einer Legirung von Nickel, Kupfer und Zink, und in einigen Staaten als Bestandtheil der Scheidemünze, gebraucht. Hierzu wird es gewöhnlich in nicht ganz reinem Zustande aus Kupfernickel oder aus der

Kobaltspeise, einem aus Arseniknickel und mehreren anderen Metallen bestehenden Hüttenproducte, gewonnen.

Zur Darstellung von ganz reinem Nickel erhitzt man ein Gemenge von 1 Th. Arseniknickel (Kupfernickel oder Kobaltspeise), 2 Th. Salpeter und 2 Th. Pottasche längere Zeit bis zum Glühen, wodurch alle Metalle oxydirt werden und arseniksaures Kali gebildet, welches letztere man mit Wasser auszieht. Oder man schmilzt das Arseniknickel mit 2 Th. trockner Soda und $1\frac{1}{2}$ Th. Schwefel; hierdurch entsteht Natrium-Sulfarseniat, welches man in Wasser auflöst, und Schwefelnickel, welches zurückbleibt. Die Oxyde werden in Salzsäure oder das Schwefelnickel in Salzsäure unter allmäliger Zumischung von Salpetersäure aufgelöst. In der Auflösung ist das Nickel gewöhnlich noch verunreinigt durch Kupfer, Wismuth, Eisen und Kobalt. Man erwärmt sie bis ungefähr 70° und fällt durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas Kupfer, Wismuth und einen Rest Arsenik. Die davon abfiltrirte und vom überschüssigen Schwefelwasserstoffgas befreite Auflösung wird heiss durch kohlensaures Kali niedergeschlagen. Der Niederschlag, welcher aus kohlensaurem Nickeloxydul besteht, verunreinigt durch Kobaltoxydul und Eisenoxyd wird ausgewaschen und mit einem Ueberschusse von aufgelöster Oxalsäure übergossen. Hierdurch bildet sich ungelöst bleibendes oxalsaures Nickeloxydul und Kobaltoxydul, und eine Auflösung von oxalsaurem Eisenoxyd, die man von ersteren abfiltrirt. Das oxalsaure Nickeloxydul, welches jetzt nur noch durch Kobaltoxydul verunreinigt ist, wird in erwärmtem kaustischen Ammoniak aufgelöst, und die blaue Auflösung zur Verdunstung des Ammoniaks an der Luft stehen gelassen. Während dessen schlägt sich das Nickel als blaugrünes, oxalsaures Nickeloxydul-Ammoniak nieder, das oxalsaure Kobaltoxydul aber bleibt mit purpurrother Farbe aufgelöst. Durch Glühen des oxalsauren Nickeloxyduls in einem bedeckten Tiegel erhält man reines metallisches Nickel.

1751 von Cronstedt entdeckt.

3. K o b a l t.

Co = 29,5.

Vorkommen. Wenig verbreitet; hauptsächlich mit Arsenik als *Speiskobalt*, und mit Schwefel und Arsenik als *Glanzkobalt*. Fast steter Begleiter des Nickels, auch im Meteoreisen.

Eigenschaften. Stahlgrau, stark glänzend, sehr politurfähig, hart, aber dehnbar und dabei das festeste aller Metalle; von 8,5 spec. Gewicht; schmilzt ungefähr so schwer wie Roheisen. Magnetisch.

Oxyde. Das Kobalt ist in der Luft unveränderlich. Zu Säuren verhält es sich wie das Nickel. Seine Auflösungen sind roth. Sie enthalten das *Oxydul* CoO. Kaustisches Kali fällt daraus bei gewöhnlicher Temperatur ein schön blaues basisches Salz, welches bald schmutzig violett wird; bei Siedhitze aber entsteht ein rosenrother Niederschlag, welcher Kobaltoxydulhydrat ist. In Ammoniak ist dieses unlöslich, in Ammoniaksalzen löst es sich mit brauner Farbe. Durch schwaches Glühen bei abgehaltener Luft wird es zu reinem Oxydul, welches olivengrün ist und sich an der Luft bräunt. Durch Kohle und Wasserstoffgas leicht zu Metall reducirbar, das auch durch Glühen des oxalsauren Salzes ohne Luftzutritt leicht zu erhalten ist. Das bei nur gelinder Hitze reducirte Metallpulver entzündet sich an der Luft.

Die Kobaltoxydulsalze sind carmoisinroth, rosenroth und pfirsichblüthenfarben. Ammoniak fällt daraus blaues basisches Salz, welches durch Einwirkung der Luft grün wird und sich allmählig auflöst. Bei Gegenwart eines Ammoniaksalzes werden die Kobaltoxydulsalze nicht durch Ammoniak gefällt. Kohlensaure Alkalien bilden einen pfirsichblüthenfarbenen, in der Siedhitze aber einen unrein rosenrothen Niederschlag. Phosphorsaure Alkalien fällen hell blaues phosphorsaures, kieselsaure Alkalien tief blaues kieselsaures, Oxalsäure blass rosenrothes oxalsaures Ko-

baltoxydul. Schwefelwasserstoffgas fällt sie nicht; Ammonium-Sulfhydrat fällt daraus schwarzes Schwefelkobalt.

Das *Kobaltoxyd*, $\ddot{\text{Co}}$, entsteht, als ein schwarzes Hydrat, durch Behandeln des Oxydulhydrats mit unterchlorigsaurem Natron. Bei gelindem Glühen verwandelt es sich in schwarzes Oxyd-Oxydul, welche Verbindung auch beim Glühen des Oxydhydrats an der Luft entsteht. Das Kobaltoxyd ist eine nur schwache Basis. Von Salzsäure wird es unter Chlor-Entwicklung aufgelöst. Mit Oxalsäure verwandelt es sich, unter Kohlensäure-Entwicklung, in rosenrothes Oxydulsalz. Das Ammoniak zersetzt es nicht.

Kohlensaures Kobaltoxydul, bei Glühhitze unter Luftzutritt mit Kalihydrat geschmolzen, verwandelt sich in schwarze rhombische Krystalle, die bei Auflösung der Masse in Wasser zurückbleiben und aus $\text{KO} + 3\text{Co}^3 \text{O}^5$ bestehen, (ob $\text{K}\ddot{\text{Co}} + 2\text{Co}^3\ddot{\text{Co}}?$)

Die Kobaltoxyde lösen sich in schmelzendem Glas mit tief blauer Farbe auf. Hierauf gründet sich die Anwendung des Kobalts als blaue Farbe zu Glas, auf Email, Porzellan und überhaupt Glasuren, und zur Darstellung der Smalte. Die *Smalte* wird auf den Blaufarbewerken bereitet durch Zusammenschmelzen der gerösteten Kobalterze mit Sand und Pottasche, und Pochen und Mahlen des tief blauen Glases. — Das schöne *Kobaltblau* wird erhalten durch Fällung eines Gemenges von Alaun- und Kobaltsalz-Lösung mit einem Gemenge von kohlensaurem und phosphorsaurem Natron und Glühen des Niederschlages. Ein gefälltes Gemenge von kohlensaurem Kobaltoxydul und Zinkoxyd wird beim Glühen grün.

Kobaltchlorür, CoCl . Kobalt verbrennt beim Erhitzen in Chlorgas zu blauem krystallinischen Chlorür. Dasselbe entsteht durch Glühen des Metalles in Chlorwasserstoff. Seine Auflösung ist rosenroth. Mit Krystallwasser bildet es granatrothe Krystalle. Mit concentrirter Salzsäure wird ihre Lösung tief blau.

Schwefelsaures Kobaltoxydul, $\text{CoS} + 7\text{aq.}$, bildet braunrothe Krystalle von der Form des Eisenvitriols.

Salpetersaures Kobaltoxydul, $\text{Co}\ddot{\text{N}} + 6\text{aq.}$, bildet rothe, zerfliessliche Prismen.

Salpetrigsaures Kobaltoxyd-Kali, $(3\text{K}\ddot{\text{N}} + \ddot{\text{Co}}\ddot{\text{N}}^2) + 2\text{aq.}$, scheidet sich unlöslich als tief citrongelbes Pulver ab, wenn ein neutrales Kobaltoxydulsalz mit einer concentrirten Lösung von salpetrigsaurem Kali vermischt und dem Zutritt der Luft ausgesetzt wird. Durch Kochen mit Oxalsäure wird es in blassrothes oxalsaures Salz verwandelt.

Kobaltcyanür, CoCy , durch Fällung von essigsaurem Kobaltoxydul mit Cyanwasserstoffsäure. Röthlichbrauner Niederschlag, verliert bei 250^0 3 Aeq. Wasser und wird blau. Löst sich in erwärmtem Cyankalium unter Wasserstoff-Entwicklung zu $3\text{K Cy} + \text{Co}^2 \text{Cy}^3$ auf, welches blassgelbe Krystalle bildet, isomorph mit Kaliumeisencyanid, und in welchem die 3 Kalium durch 3 Wasserstoff vertreten werden können, ein Wasserstoff-Kobaltcyanid bildend, welches farblos, krystallisirbar, leicht löslich und stark sauer ist.

Kobaltbasen. Werden die Lösungen von Kobaltsalzen in Ammoniak der Luft ausgesetzt, so absorbiren sie, unter Aenderung der Farbe, Sauerstoff und bilden verschieden gefärbte Verbindungen, deren Natur noch nicht mit Sicherheit gekannt ist, die aber jedenfalls weder gewöhnliche Ammoniak- noch gewöhnliche Ammonium-Verbindungen sein können. Das am leichtesten darstellbare Salz entsteht, wenn man eine mit überschüssigem Ammoniak versetzte Lösung von Kobaltchlorür der Luft aussetzt, bis sie purpurroth geworden ist, dann mit Salzsäure sauer macht und kocht. Das Salz scheidet sich dabei als schön purpurrothes Krystallpulver aus. Durch Auflösen in siedendem, mit etwas Salzsäure versetztem Wasser kann es in glänzenden, dunkelrothen Quadratoctaëdern erhalten werden. In kaltem Wasser ist es unlöslich, von reinem siedenden wird es zersetzt. Beim Erhitzen für sich zerfällt es in Ammoniak, Salmiak und Kobaltchlorür. Beim Erhitzen in Wasserstoffgas hinterlässt es metallisches Kobalt.

Dieses Salz enthält die Elemente in solchen Verhält-

nissen, dass es als $5\text{NH}_3 + \text{Co}^2\text{Cl}^3$ betrachtet werden könnte. Durch gleiche Behandlung von Kobalt-Sauerstoffsalzen entstehen analog zusammengesetzte Kobaltammoniak-Sauerstoffsalze, z. B. $5\text{NH}_3 + \text{Co}^2\text{O}_3, 6\text{NH}_3$.

Versetzt man eine Kobaltchlorür-Lösung mit viel Ammoniak und zugleich Salmiak, und lässt sie lange Zeit an der Luft stehen, so scheidet sich ein Salz in gelben, rhombischen Krystallen aus, das nach der Formel $6\text{NH}_3 + \text{Co}^2\text{Cl}^3$ zusammengesetzt ist und der Typus einer Reihe analoger gelber Haloid- und Sauerstoffsalze ausmacht. Aus seiner rothgelben Lösung in Wasser wird es durch Salzsäure als gelber Niederschlag gefällt.

Arsenikkobalt, CoAs , bildet das gewöhnlichste Kobalterz, den *Speiskobalt*. Zinnweiss, häufig krystallisirt in Würfeln und Combinationen. Ein anderes Kobalterz, welches ebenfalls bergmännisch gewonnen wird, ist der *Kobaltglanz*, $\text{CoS}^2 + \text{CoAs}$, in röthlich silberweissen, stark glänzenden Würfeln und Octaëdern.

Zur Darstellung von reinem Kobaltmetall aus den Kobalterzen wird dasselbe Verfahren angewendet, wie zur Reinigung des Nickels. Auch kann dazu die Bildung des Ammoniakkobalt-Sesquichlorürs oder des salpetrigsauren Oxyd-Doppelsalzes benutzt werden.

Die Anwendung der Kobalterze zu Smalte war schon im 16ten Jahrhundert bekannt; 1733 stellte Brandt das Metall daraus dar.

4. M a n g a n.

$\text{Mn} = 27,5$.

Vorkommen. Nicht gediegen; sehr selten als Schwefelmangan; hauptsächlich oxydirt; sehr verbreitet.

Darstellung. Durch Reduction eines mit Kohlenpulver gemengten reinen Manganoxyds in dem heftigsten Gebläsefeuer. (10 Th. Oxyd mit 1 Th. Kohle und 1 Th. calcinirtem Borax in einem Kohlentiegel.) Vollkommen rein und frei von Kohlenstoff, Silicium und Bor erhält man es

nur, wenn reines Oxyd mit einer zur Reduction des ganzen Metallgehalts unzureichenden Menge von Zuckerkohle ohne weiteren Zusatz in einem Tiegel von gebranntem Kalk dem heftigsten Gebläsefeuer ausgesetzt wird.

Eigenschaften. Grauweisses, wenig glänzendes, weiches, sprödes Metall, von 8,0 spec. Gewicht; höchst strengflüssig. Oxydirt sich schnell in der Luft und in Wasser, unter Wasserstoffgas-Entwicklung, und zerfällt zu einem schwarzgrünen Pulver.

Oxyde. Das Mangan hat 5 Oxydationsstufen: Oxydul, Oxyd, Superoxyd, Mangansäure und Uebermangansäure, in denen sich die Sauerstoffmengen wie $1 : 1\frac{1}{2} : 2 : 3 : 3\frac{1}{2}$ verhalten.

a) *Manganoxydul*, Mn. Durch heftiges Glühen von Manganoxydhydrat oder Mangansuperoxyd in ganzen Krystallen in Wasserstoffgas gebildet, wird es in Pseudomorphosen von hellgrüner Farbe erhalten; als hellgrünes Pulver durch Erhitzen des oxalsauren Manganoxyduls in einer Retorte. Verglimmt beim Erhitzen an der Luft zu braunem Oxydul-Oxyd. Ist die Basis der Manganoxydulsalze, aus denen es durch Kali als weisses Hydrat gefällt wird, das sich in Berührung mit der Luft schnell in schwarzbraunes Oxydhydrat verwandelt.

Die Manganoxydulsalze haben meist eine blass rosenrothe Farbe. Ihre Auflösungen geben mit kohlsauren, phosphorsauren und oxalsauren Alkalien einen weissen, mit Kaliumeisencyanür einen röthlichweissen, mit Ammonium-Sulphydrat einen gelblich-fleischrothen, an der Luft braun werdenden Niederschlag. Von Schwefelwasserstoffgas werden sie nicht gefällt. Unterchlorigsaure Salze schlagen daraus schwarzbraunes Superoxydhydrat nieder.

Manganchlorür, MnCl. Rosenrothe, krystallinische, in Glühhitze schmelzbare Masse. Zerfliesslich, in Wasser leicht löslich, woraus es in Verbindung mit 4 At. Wasser in rosenrothen Krystallen anschießt. Entsteht durch Auflösung irgend eines der Oxyde in Salzsäure.

Schwefelsaures Manganoxydul, MnS, am leichtesten zu

erhalten durch Erhitzen von Braunstein mit concentrirter Schwefelsäure, zuletzt bis zum schwachen Glühen, und Auflösen in Wasser. Je nach der Temperatur krystallisirt es mit 7 oder 5 At. Wasser, und bildet rosenrothe oder farblose Krystalle; mit 7 sind die Krystalle isomorph mit Eisenvitriol, mit 5 mit Kupfervitriol. Beim Erhitzen seiner concentrirten Lösung scheidet sich wasserfreies Salz aus.

Salpetersaures Manganoxydul, $\text{Mn}\ddot{\text{N}} + 6\text{aq.}$, entsteht durch Auflösung des Superoxyds in der Säure unter Zumischung von Oxalsäure oder Zucker. Farblose, zerfliessliche Prismen.

Kohlensaures Manganoxydul, $\text{Mn}\ddot{\text{C}}$, durch Fällung gebildet, weisses, an der Luft sich bräunendes Pulver. Kommt als Mineral blass rosenroth und rhomboëdrisch krystallisirt vor, häufig zusammen krystallisirt mit den isomorphen Carbonaten von Kalk, Magnesia und Eisenoxydul.

Oxalsaures Manganoxydul, $2\text{Mn}\ddot{\text{E}} + 5\text{aq.}$, aus kleinen Prismen bestehendes, blass rosenrothes Salz, welches aus löslichen Manganoxydulsalzen durch freie Oxalsäure gefällt wird.

b) *Manganoxyd*, $\ddot{\text{Mn}}$. Findet sich quadratisch krystallisirt als Mineral (*Braunit*). Man erhält es durch gelindes Glühen des salpetersauren Oxydulsalzes oder des Superoxyds. Schwarz. Schwache Basis; nur in wenigen Säuren ohne Zersetzung löslich. Das Manganoxydhydrat kommt als Mineral in dunkel eisenschwarzen rhombischen Krystallen vor (*Manganit*); giebt ein braunes Pulver.

Manganoxydul-Oxyd, $\text{Mn}\ddot{\text{Mn}}$; als Mineral krystallisirt (*Hausmannit*), bildet es schwarze, glänzende Quadratoctaëder, (vielleicht wirklich $\text{Mn}^2\ddot{\text{Mn}}$). Das künstlich dargestellte, erhalten durch heftiges Glühen des Superoxyds, oder durch Glühen des kohlensauren Oxyduls an der Luft, ist ein braunes Pulver. Färbt das Glas amethystfarben.

c) *Mangansuperoxyd*, $\ddot{\text{Mn}}$, Braunstein, *Pyrolusit*, das häufigste Manganerz. Stahlgraue, glänzende, rhombische Prismen oder krystallinische Massen. Es enthält 36,64 Procent Sauerstoff. Bei gelindem Glühen verliert es $\frac{1}{4}$

oder 9 Procent und wird zu Oxyd, bei starkem Glühen $\frac{1}{3}$ oder 12 Procent und wird zu Oxyduloxyd, beim Glühen in Wasserstoffgas oder beim Erhitzen mit Schwefelsäure $\frac{1}{2}$ oder 18 Procent und wird zu reinem oder zu schwefelsaurem Oxydul. Als dunkelbraunes Hydrat wird es erhalten, wenn man essigsaures Manganoxydul mit kohlensaurem Natron fällt und in die Masse Chlorgas leitet. — Sein Verhalten zu Oxalsäure und schwefliger Säure siehe bei diesen. Der Braunstein wird bergmännisch gewonnen und zur Darstellung des Sauerstoffgases, des Chlors, bei der Glasfabrikation und als Farbe auf Porzellan und Glasuren gebraucht.

d) *Mangansäure*, $\ddot{\text{Mn}}$. Durch Zusammenschmelzen von gleichen Theilen Kalihydrat und feingeriebenem Braunstein bei Luftzutritt oder bei längerem Glühen eines Gemenges von 1 Th. Braunsteinpulver und 2 Th. Salpeter entsteht eine schwarze Masse (*mineralisches Chamäleon*), mit der Wasser eine tief grüne Auflösung bildet, welche an der Luft schnell durch Blau, Violett und Purpur in Roth übergeht. Die grüne Auflösung enthält mangansaures Kali, welches in grünen Krystallen, von der Form des schwefelsauren Kali's, erhalten werden kann. Wegen ihrer sehr leichten Zersetzbarkeit konnte die Mangansäure noch nicht für sich dargestellt werden.

e) *Uebermangansäure*, $\ddot{\text{Mn}}$. Die rothe Auflösung des mineralischen Chamäleons enthält übermangansaures Kali. Dieses Salz, $\text{KO}, \text{Mn}^2\text{O}_7$, bildet schwarze Krystalle von grünlichem Metallglanz und ist isomorph mit überchlorsaurem Kali; es giebt ein rothes Pulver und löst sich mit tief purpurrother Farbe in Wasser auf. Es entsteht aus dem mangansauren Kali, wenn man dieses in reinem Wasser auflöst, oder wenn man die grüne Auflösung des Chamäleons an der Luft stehen lässt oder erhitzt oder mit einer verdünnten Säure vermischt, wobei sich stets braunes Mangansuperoxydhydrat abscheidet. Am zweckmässigsten bereitet man es, wenn man ein inniges Gemenge von 5 Th. Kalihydrat, $3\frac{1}{2}$ Th. chlorsaurem Kali und 4 Th. sehr feingeriebenem Braunstein längere Zeit bis zum schwachen

Rothglühen erhitzt, oder wenn man Braunstein mit der Auflösung eines gleichen Gewichts Kalihydrat vermischt, zur porösen Masse eintrocknet und diese in einem Strom von Sauerstoffgas schwach glüht, diese Massen (mangansaures Kali) dann in der 5—10fachen Menge Wassers auflöst, in die grüne Lösung so lange Kohlensäuregas leitet, bis sie rein purpurroth geworden ist, sie nach Absetzung des Superoxydhydrats von diesem klar abgiesst und dann rasch zur Krystallisation verdunstet. Auf dieselbe Weise kann es aus dem mit Salpeter und Braunstein bereiteten mangansauern Kali dargestellt werden.

Die freie Uebersäure ist ein grünlichschwarzes, halb metallglänzendes Liquidum, zieht rasch Feuchtigkeit an und wird von Wasser mit prächtig purpurrother Farbe gelöst. Rasch erhitzt, explodirt sie unter Feuererscheinung, beim langsamen Erhitzen verflüchtigt sie sich in violetten Dämpfen von eigenthümlichem metallischem Geruch. Sie wirkt höchst oxydirend. Sie entzündet Papier und detonirt bei der Berührung mit Fett, Alkohol oder einem Tropfen schwefligsaurem Kali unter Feuererscheinung. Ihre Lösung wird durch schweflige Säure augenblicklich entfärbt unter Bildung von schwefelsaurem Manganoxydul. Diese Lösung (oder die mit etwas Schwefelsäure roth gemachte Lösung des rohen Chamäleons) ist das kräftigste, faule Gerüche zerstörende Desinfectionsmittel. Mit Wasserstoffsuperoxyd und einer Säure wird sie unter Sauerstoffentwicklung zu farblosem Oxydulsalz reducirt. (S. Ozon).

Man erhält die freie Uebersäure, wenn man in einem erkalteten Gemische von 11 Th. Schwefelsäure und 1 Th. Wasser allmählig das Kalisalz auflöst und die grüne Lösung vorsichtig bei 60—70° der Destillation unterwirft. Schüttet man auf einmal in concentrirte Schwefelsäure das Kalisalz, so zersetzt sich die als purpurrother Dampf frei werdende Säure unter Feuererscheinung in braunes, flockiges Oxyd und Sauerstoffgas.

Schwefelmangan, MnS . In grünlich schwarzen, halb metallglänzenden Pseudomorphosen erhält man es durch Glühen von ganzen Krystallen von Manganit oder Braun-

stein in Schwefelkohlenstoffdampf. Es bildet ein Mineral, die *Manganblende*. Als grünes Pulver erhält man es durch Glühen von Braunstein mit Schwefel. Aus einer Manganoxydullösung durch Schwefelalkali gefällt ist es fleischfarben, an der Luft sich rasch zu braunem Oxydhydrat oxydirend, unter Abscheidung des Schwefels. MnS^2 kommt als Mineral, *Hauerit*, vor, in braunschwarzen Octaëdern.

Kieselmangan. Dunkel stahlfarben, sehr politurfähig, härter als Stahl, so leicht schmelzbar wie Roheisen, von 7,2 spec. Gewicht, an der Luft und in Wasser unveränderlich, in Salzsäure löslich unter Entwicklung eines siliciumhaltigen Wasserstoffgases und Zurücklassung von Siliciumoxyd. Wird erhalten, indem man ein völlig trockenes Gemenge von Manganchlorür, Wasserglas, Flussspath und Kochsalz mit Stücken von Natrium, anfangs gelinde, zuletzt zum Weissglühen erhitzt.

Der Braunstein wird schon seit den ältesten Zeiten zum Entfärben des Glases angewendet. 1774 erkannte ihn Scheele als eigenthümliches Metalloxyd. 1780 reducirte Gahn daraus zuerst das Metall.

5—7. C e r , L a n t h a n , D i d y m.

Ce = 46. La = 46,4. D = 48.

Vorkommen. Sehr selten; stets zusammen in wenigen seltenen Mineralien; nur oxydirt, vorzüglich im *Cerit* (Silicat).

Die Eigenschaften dieser drei Metalle sind so ähnlich, dass es bis jetzt nur äusserst schwierig ist, sie vollständig und quantitativ von einander zu trennen. Was man früher unter braunem Ceroxyd verstand, ist ein Gemenge der Oxyde dieser drei Metalle. In Salzsäure löst dasselbe sich unter Chlor-Entwicklung auf. Schwefelsaures Kali fällt aus dieser Lösung alle drei Oxyde als weisse krystallinische Doppelsalze. Aus der gelben Lösung des gemengten Oxyds in Schwefelsäure fällt schwefelsaures Kali citrongelbe Doppelsalze. Eben so werden sie alle drei durch Oxalsäure als weisser Niederschlag gefällt.

Das *Ceroxydul*, Ce, ist blaulichgrau, oxydirt sich aber rasch an der Luft zu gelblichweissem Oxyd-Oxydul, das Hydrat ist farblos, wird aber an der Luft gelblich. Seine Salze sind farblos. Das *Ceroxyd*, $\ddot{\text{Ce}}$, ist röthlich gelb, das schwefelsaure Salz intensiv gelb.

Das *Lanthanoxyd*, La, ist farblos, eben so seine Salze.

Das *Didymoxyd*, D, ist weiss, das Superoxyd braun. Die Oxydsalze sind rosen- oder amethystroth.

Das Ceroxyd wurde 1803 von Berzelius und Hisinger und gleichzeitig von Klaproth entdeckt; Lanthan und Didym 1839 und 1842 von Mosander.

8. Z i n k.

$$\text{Zn} = 32,6.$$

Vorkommen. Vorzüglich als kohlen-saures Zinkoxyd (Galmei) und als Schwefelzink (Blende).

Gewinnung im Grossen. Durch Destillation des gerösteten, nachher gemahlenen, mit Kohlenpulver gemengten Galmei's in thönernen, als Retorten dienenden Gefässen (Muffeln oder Röhren) bei anhaltender Glühhitze.

Eigenschaften. Blaulichweiss, stark glänzend, von grossblättrigem Gefüge; unter starken Hammerschlägen zer-springend; bei vorsichtigem Druck und 1000° warm, völlig geschmeidig, zu Blech auswalzbar und zu Draht ziehbar. Spec. Gewicht 6,86. Schmilzt bei 4120°, siedet in starker Rothglühhitze, lässt sich also destilliren.

Zinkoxyd, Zn. Es ist die einzige Oxydationsstufe des Zinks. Weisses, bei jedesmaligem Erhitzen vorübergehend gelb werdendes Pulver. Findet sich nicht selten im Mauerwerk der Hohöfen in blassgelben, glänzenden, hexagonalen Krystallen. Das blanke Zink wird in der Luft grau; eben so bei gelindem Schmelzen. In der Glühhitze oder bei Gegenwart von Säuren zersetzt es mit grosser Leichtigkeit das Wasser, unter Bildung von Oxyd, ist daher in den meisten Säuren löslich. Auch in heisser Kalilauge ist es

unter Wasserstoffentwicklung löslich, namentlich im Contact mit Eisen. Bis zum Sieden an der Luft erhitzt, entzündet sich das Zink und verbrennt mit blendend weisser Flamme zu weissem, flockigem Oxyd (Zinkblumen). Es wird als Farbe angewendet. Nur in starker Glühhitze in einem Strom von Wasserstoffgas reducirbar.

Schwefelzink, ZnS . Findet sich natürlich als *Blende*, in glänzenden, durchscheinenden, gelben, rothen, braunen bis schwarzen Krystallen des regulären Systems. Lässt sich nicht gut unmittelbar durch Zusammenschmelzen aus seinen Bestandtheilen zusammensetzen. Durch Glühen von Zinkoxyd in einem Strom von Schwefelwasserstoff entstehend, bildet es ein blassgelbes Pulver. Schwer schmelzbar und oxydirbar.

S a l z e.

Farblos; schmecken widrig metallisch und sind brechenenerregend. Sie sind isomorph mit den Magnesia-, Eisen-, Nickel- und Kobaltoxydul-Salzen. Alkalien fällen daraus weisses Zinkoxydhydrat, auflöslich in überschüssigem Alkali; die mit den stärkeren Säuren werden durch Schwefelwasserstoff nicht gefällt, aber Schwefelalkalien fällen daraus weisses Schwefelzink. Aus seinen Auflösungen wird das Zink nur durch den electrischen Strom reducirt.

Chlorzink, ZnCl . Zinkspähne, in Chlorgas erhitzt, verbrennen darin unter Funkensprühen. Das Chlorzink ist grau, durchscheinend, bei 250° schmelzbar, bei Glühhitze flüchtig, in der Luft zerfliesslich. Bildet sich am leichtesten durch Auflösen von Zink in Salzsäure.

Jodzink, ZnJ . Beide Stoffe vereinigen sich leicht. Das Jodzink ist farblos, leicht schmelzbar, in glänzenden Krystallen sublimirbar. Zerfliesst an der Luft. In aufgelöster Form entsteht es durch Zusammenbringen von Jod und Zink mit Wasser.

Cyanzink, ZnCy . Weisses unlösliches Pulver. Wird erhalten durch Fällung von essigsaurem Zinkoxyd mit

freier Cyanwasserstoffsäure. Es bildet mit anderen Cyanüren Doppelsalze, es ist daher löslich in Cyankalium, womit es eine octaëdrisch krystallisirende, farblose Verbindung bildet.

Schwefelsaures Zinkoxyd, weisser Vitriol, $\text{Zn}\ddot{\text{S}}+7\text{aq.}$ Grosse, durchsichtige, in Wasser leicht lösliche Krystalle, isomorph mit schwefelsaurer Magnesia; schmelzen beim Erwärmen und verlieren etwas über 1000° 6 Atome Wasser. Mit diesem Wassergehalt erhält man das Salz in Krystallen, wenn man die Zinkvitriollösung bei 300° krystallisiren lässt. Entsteht bei Auflösung von Zink in verdünnter Schwefelsäure. Wird im Grossen gewonnen durch Rösten und Auslaugen blendehaltiger Erze, ist aber dann stets sehr unrein. Zersetzt sich bei starker Glühhitze in Zinkoxyd, schweflige Säure und Sauerstoffgas.

Schwefligsaures Zinkoxyd, $\text{Zn}\ddot{\text{S}}+2\text{aq.}$ Kleine, schwerlösliche Krystalle.

Dithionigsaures Zinkoxyd, $\text{Zn}\ddot{\text{S}}$. Zink löst sich ohne Gasentwicklung leicht in wässriger schweflicher Säure auf zu schwefligsaurem und unterschwefligsaurem Zinkoxyd. Ersteres krystallisirt heraus, letzteres bleibt aufgelöst. Beim Abdampfen zerfällt es in Schwefelzink und trithionsaures Zinkoxyd.

Salpetersaures Zinkoxyd, $\text{Zn}\ddot{\text{N}}+6\text{aq.}$ Das Metall wird von verdünnter Salpetersäure unter sehr starker Erhitzung aufgelöst. Das Salz krystallisirt in zerfliesslichen Prismen.

Kohlensaures Zinkoxyd, $\text{Zn}\ddot{\text{C}}$, natürlich und hexagonal krystallisirt als *Zinkspath*, derb als *Galmei*. Das durch Fällung eines Zinksalzes mit kohlensaurem Alkali erhaltene weisse, pulverförmige, kohlensaure Zinkoxyd ist eine Verbindung von neutralem kohlensauren Zinkoxyd mit Zinkoxydhydrat.

Kieselsaures Zinkoxyd, $\text{Zn}^3\ddot{\text{Si}}+2\text{aq.}$, bildet ein rhombisch krystallisirtes Mineral, das *Zinkglas*.

Arsenikzink, Zn^3As , entsteht, unter Feuererscheinung, beim Erhitzen von 4 Th. Zink mit 3 Th. Arsenik. Grau,

metallisch, spröde, entwickelt mit Salzsäure Arsenikwasserstoffgas.

Antimonzink, Zn^3Sb , entsteht durch Zusammenschmelzen beider. Zinnweiss, krystallinisch, entwickelt in siedendem Wasser, ohne Säure-Zusatz, reines Wasserstoffgas.

Das Zink wird erst seit der Mitte des vorigen Jahrhunderts in Europa gewonnen, wiewohl es schon viel früher bekannt war und der Galmei schon im Alterthum zur Messing-Fabrication angewendet wurde.

9. C a d m i u m.

$\text{Cd} = 56.$

Vorkommen. Sehr sparsam, bis jetzt fast nur als Einmischung in den Zinkerzen. Wird in kleiner Menge als Nebenproduct bei der Zinkgewinnung erhalten.

Eigenschaften. Dem Zink ähnlich, jedoch weisser, weicher und auch in der Kälte vollkommen geschmeidig; specifisches Gewicht 8,6. Knirscht beim Biegen. Leicht schmelzbar und flüchtiger als Zink. Verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Oxyd. Zersetzt das Wasser weniger leicht als Zink.

Das *Cadmiumoxyd*, Cd , ist das einzige Oxyd dieses Metalls. Im krystallinischen Zustand blauschwarz, im pulverförmigen braun. In letzterem zieht es an der Luft Kohlensäure an und wird weiss. Seine Salze sind farblos. Aus den löslichen reducirt Zink metallisches Cadmium. Alkalien fällen daraus weisses Oxydhydrat, unlöslich in kaustischem Kali, und Schwefelwasserstoff pomeranzengelbes Schwefelcadmium.

Das *Schwefelcadmium*, CdS , ist durch seine schöne gelbe Farbe die ausgezeichnetste Cadmium-Verbindung, die auch als haltbare Malerfarbe anwendbar ist und in hexagonalen Prismen als Mineral (*Greenockit*) vorkommt.

Chlorcadmium, CdCl , ist leicht schmelzbar, flüchtig, erstarrt zu einer perlgänzenden, krystallinischen Masse, in Wasser leicht löslich.

Jodcadmium, CdJ , sehr leicht schmelzbar, bildet grosse, perlgänzende, luftbeständige Krystalle; in Wasser leicht löslich.

Cyancadmium, CdCy , ist weiss, in Wasser unlöslich. Mit Cyankalium bildet es ein in Octaëdern krystallisirendes, mit dem entsprechenden Zinksalz isomorphes Doppelcyanür. Schwefelwasserstoff fällt daraus alles Cadmium.

1818 gleichzeitig von Stromeyer und Hermann entdeckt.

10. T h a l l i u m.

$\text{Tl} = 204.$

Vorkommen. Bis jetzt nur, wahrscheinlich als Sulfuret, unsichtbar in manchen Schwefelkiesen eingemengt, daher in dem, gewöhnlich auch selenhaltigen, Schlamm der Schwefelsäure-Bleikammern.

Eigenschaften. Zinnweiss, stark glänzend, krystallinisch, fast so weich wie Natrium, sehr geschmeidig, von 11,86 spec. Gewicht, bei 2900° schmelzend, in Weissglühhitze flüchtig, färbt die nicht leuchtende Gasflamme grün und giebt, namentlich in seinen flüchtigen Chlorüren, eine intensiv grüne Spectrallinie.

Oxyde. An der Luft oxydirt es sich zu braunem Oxydul, löslich in Wasser, daher das oxydirte Metall in diesem wieder blank wird. An der Luft geschmolzen verbrennt es. Von verdünnter Schwefelsäure wird es unter Wasserstoff-Entwicklung zu farblosem Oxydulsalz aufgelöst. Es hat ein Oxydul, TlO , und ein Oxyd, TlO_3 .

Thalloxydul, Tl , wird erhalten durch Zersetzung des schwefelsauren Salzes mit Baryt, wobei es in Wasser gelöst bleibt. Seine farblose Lösung reagirt und schmeckt alkalisch, zieht die Kohlensäure der Luft an und hinterlässt beim Verdunsten gelbes krystallinisches Oxydulhydrat, gemengt mit röthlich-schwarzem wasserfreiem Oxydul, das

mit Wasser leicht wieder gelbes Hydrat bildet und leicht schmelzbar ist. Das schwefelsaure, salpetersaure, phosphorsaure und kohlensaure Salz sind farblos, schwerlöslich und gut krystallisirbar. Das schwefelsaure Salz bildet mit schwefelsaurer Thonerde einen octaëdrisch krystallisirenden Alaun. Die Lösungen der Thalliumsalze werden nicht durch die kaustischen oder kohlensauren Alkalien, und bei freier Säure auch nicht durch Schwefelwasserstoff gefällt. Zink reducirt daraus das Metall krystallinisch.

Thalloxyd, Tl , ist violett schwarz und erst in starker Glühhitze schmelzbar, wobei es sich in schmelzendes Oxydul verwandelt. Mit Schwefelsäure erhitzt, bildet es unter Sauerstoffentwicklung weisses Oxydulsalz. Es entsteht bei der Verbrennung des Metalls in Sauerstoffgas. Mit Salzsäure bildet es, ohne Chlorentwicklung, Chlorid.

Chlorthallium. Das Metall bildet 3 Chlorverbindungen. Das *Chlorür*, $TlCl$, wird durch Salzsäure aus den Lösungen anderer Thalliumsalze als weisser, sich zusammenballender Niederschlag gefällt. In heissem Wasser ist es etwas löslich und krystallisirt daraus. Es ist leicht schmelzbar und hat 7,0 spec. Gewicht. Um es aus dem rohen, sauren Bleikammerschlamm zu erhalten, wird dieser mit Wasser ausgekocht, die abfiltrirte Flüssigkeit durch Eindampfen concentrirt und das Thallium durch Salzsäure ausgefällt. Das *Sesquichlorür*, Tl_2Cl_3 , bildet schön gelbe Krystallblättchen, ist in Wasser schwer löslich, schmilzt leicht und hat 5,9 spec. Gewicht. Es entsteht beim Erhitzen von Thallium in Chlorgas, so wie bei der Auflösung des Metalls in Königswasser, Abdampfen und Erhitzen der Masse bis zum Schmelzen. Aus seiner Auflösung fällen Alkalien, unter gleichzeitiger Bildung von $TlCl$, ein braunes Oxyd, welches gleich dem schwarzen TlO_3 ist und mit Säuren Salze bildet. Das *Chlorid*, $TlCl_3$, entsteht durch vorsichtiges Erhitzen des Metalls oder des Chlorürs in Chlorgas oder durch Behandeln des Oxyds mit Salzsäure. Es ist weiss, leichter schmelzbar als das Sesquichlorür, in welches es sich beim stärkeren Erhitzen verwandelt. In Wasser wird es partiell zersetzt, indem es gelb wird.

Jodthallium, TlJ , ist schön gelb, nur wenig löslich.

Schwefelthallium, TlS , aus einem Oxydulsalz durch Schwefelammonium gefällt, bildet es einen schwarzen Niederschlag, der sich an der Luft rasch zu schwefelsaurem Salz oxydirt. Es ist schwer schmelzbar, erstarrt krystallinisch und hat 8 spec. Gewicht.

1862 gleichzeitig von Crookes und Lamy entdeckt.

III. Gruppe der Metalle.

I. B l e i.

$\text{Pb} = 103,5.$

Vorkommen. Am häufigsten als Schwefelblei (Bleiglanz); ausserdem als Oxyd in Verbindung mit vielen Säuren.

Gewinnung aus Bleiglanz. Das Erz wird geröstet und dadurch ein Gemenge von Bleioxyd, schwefelsaurem Bleioxyd und unverändertem Schwefelblei gebildet. Dies wird in Schacht- oder Flammöfen bei höherer Temperatur geschmolzen, wodurch sich die drei Gemengtheile wechselseitig in schweflige Säure und metallisches Blei, welches sich geschmolzen ansammelt, zersetzen. Das fremde Gestein schmilzt zu Schlacke. Noch unzersetzt bleibendes Schwefelblei (Bleistein) wird von Neuem geröstet und verschmolzen. Ein anderes Verfahren besteht darin, dass ungerösteter Bleiglanz in Schachtöfen mit Eisen geschmolzen wird, wodurch Blei, Schwefeleisen und Schlacke entstehen.

Gold- und silberhaltiges Blei wird auf *Treibheerden* oxydirt, wobei Gold und Silber zurückbleiben. Das abgeflossene Bleioxyd (*Bleiglätte*) wird durch Schmelzen mit Kohle wieder reducirt (das *Glättefrischen*).

Eigenschaften. Blaulichgrau, stark glänzend, sehr weich, abfärbend; lässt sich in dünne Blätter auswalzen, aber wegen seiner geringen Festigkeit nicht zu sehr feinem Draht ausziehen; spec. Gewicht 11,44. Schmilzt bei 335° ;

verdampft in der Weissglühhitze. Krystallisirt in Octaëdern.

Oxyde. Das Blei hat vier Oxyde, ein Suboxyd, ein basisches Oxyd, ein Sesquioxyd und ein Superoxyd. — In der Luft läuft blankes Blei an. Beim Schmelzen bedeckt es sich mit einer grauen Haut und verwandelt sich allmählig in ein gelblichgraues Pulver, *Bleiasche*, ein Gemenge von Suboxyd und Oxyd, welches beim längeren Erhitzen vollständig zu gelbem Oxyd wird. Das Blei zersetzt nicht das Wasser, oxydirt sich aber darin bei gleichzeitiger Einwirkung der Luft zu weissem Hydrat, und löst sich selbst in geringer Menge in reinem Wasser auf. In Salpetersäure ist es leicht löslich, in Schwefelsäure unauflöslich. Die Bleioxyde sind durch Kohle und Wasserstoffgas sehr leicht reducirbar.

a) *Bleisuboxyd*, Pb_2O , sammtscharzes Pulver, leicht verbrennlich, entsteht durch Erhitzen von oxalsaurem Bleioxyd ohne Luftzutritt bei 300° . Zerfällt mit Säuren in Blei und Bleioxyd.

b) *Bleioxyd*, Pb . Gelbes schweres Pulver; in Rothglühhitze schmelzbar und zu einer gelben oder röthlichen, blättrigen, schweren Masse erstarrend. Wird in diesem Zustand, aber mit Kieselsäure, Kupferoxyd etc. verunreinigt, im Grossen als *Bleiglätte* gewonnen; im pulverförmigen Zustand, als *Massicot*, durch gelindes Schmelzen von Blei an der Luft; ferner durch gelindes Glühen des kohlen-sauren oder salpetersauren Bleioxyds.

Das Bleioxydhydrat ist weiss. Man erhält es durch Fällung von essigsurem Bleioxyd mit einem kleinen Ueberschuss von kaustischem Natron und sorgfältiges Auswaschen. An der Luft zieht es Kohlensäure an. Es ist im Ueberschuss von Alkali, auch von Kalkhydrat, löslich. Beim Erhitzen scheidet sich daraus wasserfreies, röthliches Bleioxyd krystallinisch ab.

c) *Sesquioxyd*, Pb_2O_3 . Hellbraunes Pulver. Verbindet sich nicht mit Säuren, sondern zerfällt, in Berührung damit, in sich auflösendes Oxyd und in zurückbleibendes Su-

peroxyd. Bildet sich beim Vermischen einer kalten Auflösung von Bleioxyd in Kali mit unterchlorigsaurem Natron.

Mennige, $\text{Pb} + \ddot{\text{Pb}}$, eine Verbindung der beiden vorhergehenden Oxydationsstufen. Lebhaft rothes, schweres Pulver. Wird im Grossen erhalten durch längeres gelindes Glühen von geschlämmtem Bleioxyd an der Luft oder indem man Blei durch Schmelzen unter Luftzutritt in gelbes Oxyd und dieses nachher durch weiteres vorsichtiges Erhitzen in Mennige verwandelt. — Zersetzt sich in starker Glühhitze, wie das Sesquioxyd, in Oxyd und Sauerstoffgas; durch Salpetersäure in salpetersaures Oxyd und braunes Superoxyd. Wird als Farbe gebraucht.

d) *Superoxyd*, $\ddot{\text{Pb}}$. Dunkelbraunes Pulver. Wird durch Einwirkung von Salpetersäure auf Mennige bereitet, oder dadurch, dass man eine Lösung von essigsaurem Bleioxyd mit kohlsaurem Natron fällt und in diese Masse Chlorgas leitet. In compacten braunschwarzen Massen bildet es sich am positiven Pol bei der Zersetzung einer Lösung von salpetersaurem Bleioxyd durch den electrischen Strom. Zersetzt sich im Glühen wie die Mennige; entzündet beim Zusammenreiben Schwefel; wird in schwefligsaurem Gas glühend, und verwandelt sich in weisses, schwefelsaures Oxyd; giebt mit Salzsäure Chlorblei, Wasser und Chlorgas.

Schwefelblei, PbS . Als Mineral bildet es den *Bleiglanz*; dunkel bleigrau, stark glänzend; krystallisirt in Würfeln und Combinationen, nach den Würfelflächen spaltbar; von 7,585 spec. Gewicht. Viel schwerflüssiger als Blei, krystallinisch erstarrend. Bildet sich beim Erhitzen von Blei mit Schwefel, ferner als schwarzer Niederschlag durch Fällung eines Bleisalzes mit Schwefelwasserstoffgas. Verwandelt sich mit concentrirter Salpetersäure in schwefelsaures Bleioxyd. Giebt beim Glühen mit Bleioxyd oder schwefelsaurem Bleioxyd schweflige Säure und metallisches Blei, beim Erhitzen mit concentrirter Salzsäure, Chlorblei und Schwefelwasserstoff.

Selenblei, PbSe . Sehr ähnlich dem Schwefelblei.

Antimonblei. Gleiche Gewichtstheile Blei und Antimon

schmelzen zu einer spröden, blättrigen Masse zusammen. Aus 1 Theil Antimon und 3 bis 4 Theilen Blei bestehen die Buchdruckerlettern.

S a l z e.

Meist farblos; die auflöslichen schmecken süß zusammenziehend; sie werden gefällt: durch Schwefelsäure und schwefelsaure Salze weiss, durch kaustische, kohlsaure, oxalsaure und phosphorsaure Alkalien weiss, durch Jodkalium gelb, durch Chlornatrium weiss, durch Schwefelwasserstoff schwarz, durch Zink metallisch, in glänzenden Blättern (Bleibaum). Die Bleisalze sind giftig und verursachen eine eigene Krankheit, die Bleikolik.

Chlorblei, PbCl . Krystallisirt in rhombischen, glänzenden Prismen, schmilzt leicht zu einer weissen, durchscheinenden, zähen Masse. In Wasser sehr schwer löslich. Bildet sich als dicker, krystallinischer Niederschlag bei Vermischung eines aufgelösten Bleisalzes mit Salzsäure oder Kochsalzlösung.

Bleioxyd - Chlorblei, bildet eine schmelzbare, schwere, krystallinische Masse von gelber Farbe; unter dem Namen *Cassler - oder Mineral - Gelb*, als Farbe angewandt. Wird erhalten durch Glühen von 1 Salmiak und 4 Mennige.

Bromblei, PbBr ; — wie Chlorblei.

Jodblei, PbJ . Schön gelbes, in kaltem Wasser kaum lösliches Pulver. Krystallisirt aus der kochendheiss gemachten Lösung in goldgelben, glänzenden Blättern. In ausgebildeten Krystallen entsteht es, wenn man eine Bleiplatte in Jodwasserstoffsäure stehen lässt. Im Sonnenlicht wird es unter Freiwerden von Jod partiell zersetzt.

Fluorblei, PbF . Weisses, leicht schmelzbares Pulver.

Cyanblei, PbCy , und *Bleieisencyanür*, $2\text{PbCy} + \text{FeCy}$, weisse Pulver.

Schwefelsaures Bleioxyd, PbS . Als Mineral in farblosen, durchsichtigen, stark glänzenden Krystallen (Bleivitriol), isomorph mit den Sulfaten von Baryt und Strontian; das

künstlich dargestellte ein weisses, unlösliches Pulver. Zu gleichen Atomgewichten mit Kohle langsam erhitzt wird es zu metallischem Blei reducirt unter Bildung von Kohlensäure und schwefliger Säure, zu gleichen Atomgewichten mit Schwefelblei erhitzt, giebt es metallisches Blei und schweflige Säure. Mit Cyankalium geschmolzen, wird das Blei daraus vollständig reducirt. Leicht löslich in einem Gemische von weinsaurem Ammoniak und Ammoniak.

Dithionsaures Bleioxyd, $\text{Pb}\ddot{\text{S}} + 4\text{aq.}$ Leicht löslich und krystallisirbar.

Selensaures Bleioxyd, $\text{Pb}\ddot{\text{Se}}$, ganz ähnlich dem schwefelsauren.

Salpetersaures Bleioxyd, $\text{Pb}\ddot{\text{N}}$. Farblose, octaëdrische Krystalle, bald klar, bald undurchsichtig, ohne Wasser; in Wasser löslich, in Salpetersäure unlöslich. Die Säure bildet ausserdem mit Bleioxyd mehrere basische Salze, wie z. B. die, welche aus der Lösung des neutralen Salzes durch Ammoniak gefällt werden.

Untersalpetersaures Bleioxyd, $\text{Pb}^2\ddot{\text{N}} + 4\text{aq.}$ ($= \text{Pb}^2\ddot{\text{N}} + \text{Pb}^2\ddot{\text{N}}?$). Gelbe, glänzende in Wasser schwer lösliche Krystallblätter. Entsteht durch Erhitzen einer Auflösung von 100 Th. salpetersaurem Bleioxyd mit 63 Th. Blei bei 700, bis die Flüssigkeit gelb geworden ist. Bei anderen Verhältnissen und Temperaturen entsteht ein basischeres pomeranzengelbes oder ein fleischrothes basisches *salpetrigsaures* Salz.

Phosphorsaures Bleioxyd, $\text{Pb}^3\ddot{\text{P}}$. Durch Fällung von essigsaurem Bleioxyd mit dreibasisch-phosphorsaurem Natron. Weisser Niederschlag. Schmilzt auf Kohle unter Reduction von $\frac{1}{3}$ Blei zu krystallinisch erstarrendem $2\text{PbO}, \text{PO}^5$. Freie Phosphorsäure fällt aus heisser Bleisalz-lösung ein weisses krystallinisches Salz $= (2\text{PbO}, \text{HO})\text{PO}^5$. Die als Mineralien in sechsseitigen Prismen des hexagonalen Systems vorkommenden Varietäten des *Pyromorphits* (Grün- und Braunbleierz) sind Verbindungen von Chlorblei mit phosphorsaurem (oder arseniksaurem) Bleioxyd, $\text{PbCl} + 3(3\text{PbO}, \text{PO}^5)$.

Chlorsaures Bleioxyd, $\text{Pb}\ddot{\text{Cl}} + \text{aq.}$, farblose, leicht lösliche rhombische Prismen.

Chlorigsaures Bleioxyd, $\text{Pb}\ddot{\text{Cl}}$, gelbes, krystallinisches Pulver. Explodirt beim Zusammenreiben mit Schwefel.

Kieselsaures Bleioxyd. Kieselsäure und Bleioxyd schmelzen in vielerlei Verhältnissen leicht zu gelben, schweren Gläsern zusammen. Schmelzendes Bleioxyd löst die Masse der Thontiegel auf. Kieselsaures Bleioxyd ist ein wesentlicher Bestandtheil des Krystall- und Flintglases (S. 153), und der Glasur von Steingut, Fayence und gewöhnlicher Töpferwaare. Zu einem ähnlichen durchsichtigen, amorphen Glase schmilzt das *borsaure Bleioxyd*.

Kohlensaures Bleioxyd, $\text{Pb}\ddot{\text{C}}$. Kommt in rhombischen, klaren Krystallen als Mineral vor (*Weissbleierz*). Das durch Fällung dargestellte ist ein schweres, weisses, in Wasser unlösliches Pulver. Das *Bleiweiss*, diese allgemein angewandte weisse Farbe, ist $\text{PbH} + 2$ oder $3 \text{ Pb}\ddot{\text{C}}$. Wird im Grossen gewonnen: *a*) indem man aufgerollte Bleiplatten in bedeckten Töpfen der Einwirkung von Essigdämpfen, Luft und Kohlensäure aussetzt; *b*) indem man durch eine Auflösung von basischem essigsauren Bleioxyd Kohlensäuregas leitet. — Das gewöhnliche käufliche Bleiweiss ist meist mit Schwerspath oder Kreide versetzt.

Oxalsaures Bleioxyd, $\text{Pb}\ddot{\text{E}}$; unauflösliches, weisses Pulver. Wird durch freie Oxalsäure aus anderen Bleisalzen gefällt; (siehe Suboxyd).

Antimonsaures Bleioxyd, (gelbe Malerfarbe, Neapelgelb), wird erhalten durch längeres gelindes Zusammenschmelzen von 1 Th. antimoniger Säure mit 2 Th. salpetersaurem Bleioxyd und 4 Th. Kochsalz und Auslaugen.

Bleisulfantimonit, $\text{Pb}\ddot{\text{Sb}}$, bildet ein in stahlgrauen, glänzenden Krystallen vorkommendes Mineral, den *Zinkenit*.

Das Blei bildet mit mehreren Metallen Legirungen.

Seit den ältesten Zeiten bekannt.

2. K u p f e r.

$$\text{Cu} = 31,7.$$

Vorkommen. Ziemlich häufig; gediegen, oxydirt, in Verbindung mit Säuren; am häufigsten als Schwefelkupfer, theils für sich, theils in Verbindung mit anderen Schwefelmetallen; das häufigste Kupfererz ist der Kupferkies (Schwefelkupfer mit Schwefeleisen).

Gewinnung aus schwefelkupferhaltigen Erzen. Zuerst werden die Erze geröstet, dann mit quarzhaltigen Zuschlägen geschmolzen, wodurch sich das oxydirte Eisen mit der Kieselsäure verschlackt, und ein kupferreicheres Schwefelkupfer, der *Kupferstein*, erhalten wird. Der Kupferstein wird wieder geröstet und die oxydirte Masse mit Kohle und kieselhaltigen Zuschlägen geschmolzen, wodurch das *Schwarzkupfer*, ein mit wenig Schwefel, Eisen und anderen Metallen verunreinigtes Kupfer, erhalten wird. Dieses wird zuletzt einer Reinigung (*Gaarmachen*) durch längeres Schmelzen vor einem Gebläse unterworfen. Das erstarrende Kupfer wird in Scheiben abgehoben (*Rosette-Kupfer*).

Eigenschaften. Von hell bräunlich rothem, starkem Metallglanz; krystallisirt in Würfeln und Octaëdern; sehr geschmeidig und dabei sehr fest; lässt sich zu sehr feinem Draht ausziehen und zu sehr dünnen Blättchen ausschlagen. Spec. Gewicht des geschmolzenen 8,788, des geschmiedeten 8,878. Schmilzt bei anfangender Weissglühhitze. Bedeckt sich beim Glühen in der Luft mit einer braunen oder schwarzen, in Schuppen abspringenden Rinde von Oxydul oder Oxyd (Kupferhammerschlag). Bedeckt sich in feuchter Luft mit grünem kohlensauren Oxyd (*Grünspahn*). — Zersetzt nicht das Wasser, löst sich daher nicht in verdünnter Schwefelsäure auf; zersetzt aber, besonders in Berührung mit Platin, die Salzsäure unter Entwicklung von Wasserstoffgas und Bildung von Chlorür. Leicht auflöslich in Salpetersäure. Mit blauer Farbe löslich in

Ammoniak bei Luftzutritt unter Bildung von salpetriger Säure.

Verbindungen des Kupfers.

Oxyde. Das Kupfer hat drei Oxyde, ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure; für sich bei keiner Temperatur reducirbar, aber sehr leicht durch Kohle und Wasserstoffgas.

a) *Kupferoxydul*, Cu, kommt in rothen, durchscheinenden Octaëdern oder braunrothen derben Massen als *Rothkupfererz* natürlich vor. Wird erhalten durch Schmelzen von Kupferchlorür mit kohlensaurem Natron; beim Auflösen des gebildeten Kochsalzes in Wasser bleibt das Oxydul als ein schön braunrothes Pulver zurück. Von noch schönerer Farbe wird es erhalten, wenn man Zucker in einer Auflösung von schwefelsaurem Kupferoxyd auflöst, kaustisches Kali im Ueberschuss zumischt und die blaue Lösung rasch zum Sieden erhitzt. Wird durch verdünnte Säuren in metallisches Kupfer und sich auflösendes Oxyd zersetzt. Sein Hydrat, erhalten durch Zersetzung des weissen Chlorürs mit Kali, ist citrongelb, wird aber an der Luft rasch blau. Das Kupferoxydul färbt die Glasflüsse blutroth.

b) *Kupferoxyd*, Cu. Schwarzes Pulver. Findet sich ebenfalls als Mineral in schwarzen derben Massen. Wird erhalten durch Glühen von Kupferdrehspähnen an der Luft, oder durch Auflösen von Kupfer in Salpetersäure und Glühen des Salzes, oder durch Glühen von kohlensaurem Kupferoxyd. — Es ist die stärkere Base. Aus den Auflösungen seiner Salze wird es durch kaustisches Kali als schön blaues Hydrat gefällt, welches aber schon in kochendem Wasser $\frac{3}{4}$ seines Wassergehalts verliert und schwarzbraun wird. — Das Kupferoxyd färbt die Glasflüsse grün.

c) *Kupfersäure*, Cu, für sich nicht darstellbar, sondern nur an Basen gebunden zu erhalten, womit sie tief rothe, höchst unbeständige Salze bildet. Entsteht durch Einwirkung von unterchloorigsaurem Alkali auf Kupferoxydhydrat.

Schwefelkupfer, Cu oder das dem Oxydul entsprechende, findet sich natürlich und rhombisch krystallisirt als Mineral (*Kupferglanz*); entsteht durch Zusammenschmelzen von Kupfer mit Schwefel unter Feuer-Erscheinung. Dunkel bleigrau, weich, leicht schmelzbar. Bildet in Verbindung mit Schwefeleisen den messinggelben, auch quadratisch krystallisirt vorkommenden *Kupferkies*, $\text{Cu}^2\text{S} + \text{Fe}^2\text{S}^3$, das Hauptkupfererz. Der schwarze Niederschlag in Kupferoxydsalzen durch Schwefelwasserstoff ist CuS. Beim Erhitzen verwandelt es sich in Cu^2S .

Stickstoffkupfer, Cu^6N , entsteht durch Erhitzen von Kupferoxyd in Ammoniakgas bei höchstens 2500 Temperatur. Schwarzes Pulver, zerlegt sich bei 3000 unter Feuererscheinung in Stickgas und Kupfer.

Phosphorkupfer, Cu^6P ? Hell stahlfarben, sehr politurfähig, spröde, sehr hart, läuft aber an der Luft an. Kann durch unmittelbare Vereinigung, oder durch Schmelzen von Kupfer mit Knochenpulver, Sand und Kohle erhalten werden.

Arsenikkupfer, Cu^6As ? sehr ähnlich dem vorhergehenden.

Antimonkupfer, violett, metallisch glänzend, blättrig, spröde.

S a l z e.

Die Kupferoxydsalze sind im wasserhaltigen Zustand blau oder grün, im wasserfreien meist farblos; schmecken unangenehm metallisch und sind heftige Gifte. Aus ihren Auflösungen reduciren Eisen, Zink und Phosphor metallisches Kupfer. Durch einen electrischen Strom wird es in krystallinischer, compacter, schmiedbarer Form gefällt. Sie werden ferner gefällt: durch Kaliumeisencyanür braunroth, durch Schwefelwasserstoffgas schwarz, und mit überschüssigem Ammoniak bilden sie eine prächtig tief blaue Auflösung. Sie färben die farblose Flamme grün oder blau. — Auch das Oxydul bildet Salze; sie sind farblos oder roth;

nur wenige sind bekannt; sie verwandeln sich leicht in basische Oxydsalze. Alkalien scheiden daraus gelbes Oxydulhydrat ab.

Chlorkupfer. Erhitzter dicker Kupferdraht, in Chlorgas geführt, wird glühend und verwandelt sich in herabschmelzendes Chlorür. Dasselbe entsteht durch Erhitzen von Kupfer in Chlorwasserstoffgas. Das Chlorür, CuCl , ist nach dem Schmelzen eine farblose, krystallinische Masse; wird in der Luft grün. Als weisses Pulver oder in kleinen, glänzenden, farblosen Tetraëdern erhält man es durch Erhitzen der Chloridlösung mit Kupfer, oder durch Vermischen der Chloridlösung mit Zinnchlorür, oder durch Sättigen der vermischten Auflösungen von $= \text{Aeq.}$ Kochsalz und Kupfervitriol mit schwefliger Säure. In Wasser unlöslich, in Salzsäure ohne Farbe löslich. Wird im Sonnenschein kupferfarben. — Das Chlorid, CuCl , entsteht durch Auflösen von Kupferoxyd in Salzsäure. Die concentrirte Lösung ist grün und bildet Krystalle von $\text{CuCl} + 2\text{aq.}$; die verdünnte blau; giebt beim Verdunsten zur Trockne braungelbes Chlorid, welches sich in der Hitze in Chlorür und Chlorgas zersetzt.

Kupferjodür, CuJ , scheidet sich als weisses Pulver aus, wenn man eine mit schwefliger Säure vermischte Kupferoxydlösung mit einer Lösung von Jodkalium vermischt und erhitzt. Verliert beim Erhitzen mit Braunstein alles Jod.

Cyankupfer. Blausäure entwickelt mit dem Kupferoxydhydrat und kohlensaurem Kupferoxyd Cyangas, und bildet damit ein hellgrünes krystallinisches Cyanür-Cyanid. Aus essigsaurem Kupferoxyd wird es durch freie Blausäure gefällt. Mit schwefliger Säure übergossen wird es zu weissem Cyanür, CuCy . Blausäure, zu einem Kupferoxydsalze gemischt, dem zuvor schweflige Säure zugesetzt ist, fällt daraus weisses Cyanür in dicken, käseähnlichen Flocken. Bildet mit den Cyanalkalien farblose, krystallisirende Doppelcyanüre, aus denen weder durch Eisen noch durch Schwefelwasserstoff das Kupfer gefällt wird.

Kupfereisencyanür, $2\text{CuCy}, \text{FeCy}$, entsteht als intensiv

rothbrauner amorpher Niederschlag durch Fällung eines Kupferoxydsalzes mit Kaliumeisencyanür.

Schwefelsaures Kupferoxyd, $\text{Cu}\ddot{\text{S}} + 5\text{aq.}$, Kupfervitriol, blauer Vitriol. Grosse, blaue, durchsichtige Krystalle des triklinen Systems, oberflächlich verwitternd, in 4 Th. kalten, 2 Th. heissen Wassers löslich. Enthält 36 Proc. Krystallwasser, nach dessen Verlust es weiss wird. Krystallisirt mit den Sulfaten von Eisenoxydul, Nickeloxydul, Zinkoxyd, Magnesia zusammen in Formen des Eisenvitriols mit 7aq. Entsteht durch Auflösen von Kupfer in heisser Schwefelsäure. Wird im Grossen gewonnen durch Rösten von Schwefelkupfer und Auslaugen, oder bei der Scheidung von Gold und Silber aus kupferhaltiger Münze. Wird hauptsächlich in der Färberei, zur Darstellung grüner und blauer Farben, als Conservationsmittel des Holzes und zur Galvanoplastik gebraucht.

Schwefelsaures Kupferoxyd-Ammoniak, $\text{Cu}\ddot{\text{S}} + 2\text{NH}^3 + \text{aq.}$, bildet tief blaue Krystalle. Entsteht durch Auflösen des vorigen in Ammoniak und Zumischung von Weingeist.

Schwefligsaures Kupferoxydoxydul, $\text{Cu}\ddot{\text{S}} + \text{Cu}\ddot{\text{S}} + 2\text{aq.}$, bildet sich in kleinen, dunkelrothen Krystallen, beim Vermischen der heissen Auflösungen von Kupfervitriol und saurem schwefligsauren Natron.

Dithionigsaures Kupferoxydul-Kali, $(\text{Cu}\ddot{\text{S}} + \text{K}\ddot{\text{S}}) + 2\text{aq.}$, entsteht beim Vermischen eines Kupferoxydsalzes mit dithionigsaurem Kali. Aus der farblosen Flüssigkeit scheidet sich das Doppelsalz allmählig als lebhaft gelber Niederschlag ab. Beim Erwärmen wird es zu schwarzem Schwefelkupfer.

Salpetersaures Kupferoxyd, $\text{Cu}\ddot{\text{N}} + 5\text{aq.}$ Blaue, zerfliessliche Krystalle.

Phosphorsaures Kupferoxyd, $\text{Cu}\ddot{\text{P}} + 3\text{aq.}$, durch Fällung mit überschüssigem Kupfersalz erhalten, blaugrünes Pulver. Mehrere Phosphate von Kupferoxyd kommen auch als grüne Mineralien krystallisirt vor.

Arseniksaures Kupferoxyd, ganz ähnlich dem phos-

phorsauren. Bildet ebenfalls in verschiedenen Sättigungsgraden mehrere krystallisirte Mineralien.

Arsenigsaures Kupferoxyd, lebhaft gelbgrünes Pulver; (Scheele's Grün). Wird erhalten durch Fällung einer Kupfervitriollösung mit arsenigsaurem Kali. (Das *Schweinfurter Grün*, die schönste grüne Farbe, besteht aus arsenigsaurem und essigsaurem Kupferoxyd; wird erhalten durch Vermischen der kochendheissen Lösungen von arseniger Säure und essigsaurem Kupferoxyd, und längeres Kochen des Niederschlags mit der Flüssigkeit. Durch Kali wird es in rothes Kupferoxydul verwandelt).

Kieselsaures Kupferoxyd, $\text{Cu}^3\text{Si}^2 + 3\text{aq.}$, bildet, in durchsichtigen, grünen, hexagonalen Krystallen, ein seltenes Mineral, den *Diopas*.

Kohlensaures Kupferoxyd, $\text{Cu}^2\text{C} + \text{aq.}$, entsteht durch Fällung einer warmen Kupfersalzlösung mit kohlensaurem Kali als grüner Niederschlag (*Mineralgrün*). Findet sich häufig als krystallinisches Mineral (*Malachit*). Wird durch Kochen mit Wasser, unter Verlust seines Wassergehaltes, schwarzbraun. — Die *Kupferlasur*, ein in tief blauen Krystallen des monoklinen Systems vorkommendes Mineral, ist eine Verbindung von neutralem kohlensauren Kupferoxyd mit Kupferoxydhydrat, $\text{CuH} + 2\text{CuC}$. Das neutrale Salz kann nicht dargestellt werden.

Oxalsaures Kupferoxyd, $\text{CuC} + 2\text{aq.}$, wird durch Oxalsäure aus anderen Kupfersalzen als hellblaues, unlösliches Pulver gefällt.

Kupferblei-Sulfantimonit, $\text{Cu}^3\text{Sb} + 2\text{Pb}^3\text{Sb}$, bildet ein bleigraues, in Rhombenoctaëdern schön krystallisirtes Mineral, den *Bournonit*.

Die *Fahlerze*, zum Theil tetraëdrisch krystallisirte, bleigraue Mineralien, sind Sulfantimonite oder Sulfarsenite der Sulfurete von Kupfer, Eisen, Zink, Silber oder Quecksilber, zusammengesetzt nach der Formel $4\text{MeS} + \text{SbS}^3$.

Das Kupfer bildet mit mehreren anderen Metallen durch ihre Anwendungen sehr wichtige Legirungen, namentlich mit Gold, Silber, Zinn und Zink.

Das *Messing* und ähnliche gelbe Compositionen bestehen aus Zink und Kupfer. Das gewöhnliche Messing, welches theils durch unmittelbare Zusammenschmelzung, theils durch Schmelzen von Kupfer mit Galmei und Kohle erhalten wird, enthält ungefähr 30 Proc. Zink. Die Bronze enthält dabei noch ungefähr 2 Proc. Zinn. Eine Legirung von 70 Proc. Zink mit nur 30 Kupfer ist silberweiss und ganz spröde.

Das *Argentan* (Neusilber, Packfong) besteht aus ungefähr 1 Th. Nickel, 1 Th. Zink und 3 Th. Kupfer.

Das *Kanonmetall* (Stückgut) enthält auf 10 Th. Kupfer 1 Th. Zinn, das *Glockenmetall* auf 5 Th. Kupfer 1 Th. Zinn, das stahlgraue, sehr harte *Spiegelmetall* auf 2 Th. Kupfer 1 Th. Zinn.

Das Kupfer war im Alterthum schon früher bekannt als das Eisen.

3. Q u e c k s i l b e r.

$$\text{Hg} = 100.$$

Vorkommen. Wenig verbreitet; gediegen, meist aber als Schwefelquecksilber; sehr selten als Selenquecksilber und als Chlorür.

Gewinnung im Grossen. Durch Destillation der Quecksilbererze mit Kalk oder Hammerschlag in eisernen Retorten; oder durch Röstung der Erze in eigenen Oefen in unmittelbarer Berührung mit dem Flammenfeuer, und Condensation der Dämpfe. — Vollkommen rein erhält man es durch Destillation von Zinnober mit dem $\frac{1}{2}$ Gewicht reiner Eisenfeilspähne.

Eigenschaften. Silberweiss, flüssig; ist erst bei -39° ein festes, geschmeidiges Metall. Spec. Gewicht 13,596 bei 0° . Verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur und mit Wasserdämpfen, siedet bei 360° ; sein Gas ist farblos und hat 6,9 spec. Gewicht. Wird durch starkes Schütteln mit Wasser oder Reiben mit Fett zu einem grauen Pulver zertheilt. Durch Blei, Zinn oder Wismuth verunrei-

nigtes Quecksilber fließt nicht rund und bildet beim Schütteln mit Luft auf seiner Oberfläche ein graues Pulver.

Die Verbindungen des Quecksilbers werden in der Hitze alle entweder zersetzt oder verflüchtigt, und geben alle beim Glühen mit kohlensaurem Natron metallisches Quecksilber.

Oxyde. Das Quecksilber hat ein Oxydul und ein Oxyd, beide durch bloßes Erhitzen in Metall und Sauerstoffgas zerlegbar. Lange Zeit bis nahe zum Sieden an der Luft erhitzt, bedeckt sich das Quecksilber mit rothen Krystallschuppen von Oxyd. Das Quecksilber ist auflöslich in Salpetersäure und heisser Schwefelsäure.

a) *Oxydul*, Hg. Schwarzes, schweres Pulver. Bildet sich bei Auflösung des Metalles in kalter, verdünnter Salpetersäure, woraus es durch Kali gefällt wird. Zerfällt schon im Licht in Metall und Oxyd.

b) *Oxyd*, Hg. Im krystallinischen Zustand gelblich rothes, im amorphen gelbes Pulver. Auch das krystallinische wird beim Zerreiben gelb. Von 11 spec. Gewicht. Wird im Licht grau, beim Erhitzen vorübergehend schwarz. In Wasser etwas löslich. Sehr giftig. Bildet sich beim Auflösen des Metalles in heisser concentrirter Schwefelsäure oder Salpetersäure. Das krystallinische wird durch Erhitzen von Quecksilber bei Luftzutritt oder durch vorsichtiges Erhitzen des salpetersauren Salzes erhalten, das amorphe durch Fällung eines aufgelösten Quecksilberoxydsalzes mit Kalilauge.

Schwefelquecksilber, a) das *Subsulfuret*, Hg_2S , ist ein schwarzes Pulver, beim Erhitzen sich in Sulfuret und Quecksilber zerlegend. Entsteht durch Uebergiessen von frisch gefälltem Chlorür mit Kalium-Sulfhydrat. b) Das *Sulfuret*, HgS , hat einen amorphen schwarzen und einen krystallinischen rothen Zustand. Im schwarzen erhält man es durch Zusammenreiben von Schwefel mit Quecksilber (*Aethiops mineralis*), oder durch Fällung eines Quecksilberoxydsalzes mit Schwefelwasserstoff. Das krystallinische rothe, der *Zinnober*, bildet sich durch Sublimation des schwarzen

oder indem man Schwefel mit 6 Th. Quecksilber erhitzt und sublimirt. Die Vereinigung geschieht unter Feuer-Erscheinung. Auf dem nassen Wege bildet er sich durch Digestion des schwarzen oder des Metalls mit gelbem Schwefelammonium und Schwefel, oder durch Zusammenreiben von 300 Quecksilber mit 114 Schwefel, und zehnstündiges Erhitzen des innigen Gemenges mit 500 kaustischer Kalilauge (worin 75 festes Kalihydrat) bei nie mehr als $+50^{\circ}$. Der Zinnober bildet das gewöhnlichste Quecksilbererz, findet sich auch in durchsichtigen, rothen rhomboëdrischen Krystallen. Der durch Sublimation dargestellte bildet faserig - krystallinische, dunkelrothe Massen von 8,0 spec. Gewicht und scharlachrothem Pulver. Verbrennt, an der Luft erhitzt, mit Schwefelflamme, unter Freiwerden des Quecksilbers. Selbst in Salpetersäure unlöslich.

Stickstoffquecksilber, Hg^3N , schwarzbraunes Pulver, explodirt beim Erhitzen mit grosser Gewalt und Feuererscheinung. Entsteht durch sehr langsames Erwärmen von gefällttem Quecksilberoxyd in Ammoniakgas, zuletzt bis 130° . Zersetzt sich in Wasser oder feuchter Luft.

S a l z e.

Die *Oxydulsalze* sind meist farblos, einige basische gelb. Schweflige und phosphorige Säure, Zinnchlorür und Kupfer fallen aus den auflösliehen metallisches Quecksilber; kaustisches Kali schwarzes Oxydul; Schwefelwasserstoff Subsulfuret; Chlorwasserstoffsäure weisses Chlorür. Die neutralen *Oxydsalze* sind farblos, die basischen gelb; sie schmecken unangenehm metallisch und sind scharfe Gifte. Kupfer fällt daraus metallisches Quecksilber; kaustisches Kaligelbes Oxyd; Jodkalium scharlachrothes Jodid; Schwefelwasserstoff, in unzureichender Menge zugesetzt, weisses schwefelbasisches Salz, im Ueberschuss zugesetzt, schwarzes Schwefelmetall. — Ammoniak schlägt aus den Quecksilbersalzen meist Ammonium-Verbindungen nieder; die von den Oxydulsalzen sind schwarz, die von den Oxydsalzen weiss.

Chlorquecksilber. a) *Chlorür*, HgCl (Calomel, Mercu-

rius dulcis). Findet sich als seltenes Mineral krystallisirt. Quecksilber absorbirt das Chlorgas und verwandelt sich in Chlorür. Das sublimirte Chlorür bildet eine farblose, sehr krystallinische durchscheinende, schwere Masse oder klare regelmässige quadratische Krystalle, ist geschmacklos, in Wasser unlöslich; in der Hitze, ohne zu schmelzen, flüchtig; das spec. Gewicht seines Dampfs ist 8,2; giebt beim Zerreiben ein blassgelbes Pulver; wird im Licht bräunlich. Zerfällt beim Kochen mit Salzsäure in Chlorid und Metall. Wird bereitet durch Zusammenreiben von 17 Th. Chlorid mit 12 Th. Quecksilber, wobei es sich unmittelbar bildet. Die Masse wird alsdann sublimirt. Auf nassem Wege bereitet man es durch Fällung von salpetersaurem Oxydul mit Kochsalzlösung, oder durch Sättigung einer heissen Lösung von Chlorid mit schwefliger Säure, wodurch es als schweres, krystallinisches Pulver erhalten wird.

b) *Chlorid*, HgCl (Aetz- oder Quecksilber-Sublimat), entsteht unter Feuererscheinung beim Erhitzen von Quecksilber in Chlorgas oder bei der Auflösung des Oxyds in Salzsäure; im Grossen wird es durch Sublimation von schwefelsaurem Quecksilberoxyd mit Kochsalz bereitet. Krystallisirt aus seiner wässrigen Lösung in langen, weissen rhombischen Prismen; das sublimirte bildet weisse, durchscheinende, schwere Massen. Schmilzt beim Erhitzen, siedet bei ungefähr 300° und sublimirt sich; das spec. Gewicht seines Dampfes ist 9,4. In 18 Th. kalten und 3 Th. kochenden Wassers löslich. In Alkohol leicht löslich. Aus der Auflösung fällt kaustisches Kali gelbes Oxyd.

Basisches Quecksilberchlorid, $2\text{Hg} + \text{HgCl}$, wird als hellbraunes Pulver aus einer Quecksilberchloridlösung durch zweifach-kohlensaures Kali gefällt. Das neutrale Salz fällt zugleich freies Oxyd. $3\text{HgO} + \text{HgCl}$ bildet einen aus zarten Krystallblättchen bestehenden schwarzbraunen Niederschlag; entsteht durch Fällung der Chloridlösung mit grossem Ueberschuss des Kalisalzes.

Schwefelbasisches Quecksilberchlorid, $2\text{HgS} + \text{HgCl}$, wird aus der Sublimatlösung durch eine unzureichende

Menge von Schwefelwasserstoff als weisser Niederschlag gefällt. Wird durch mehr Gas gelb, braun, zuletzt schwarz.

Weisser Präcipitat, wird aus der Sublimatlösung durch kaustisches Ammoniak als weisses, schweres Pulver niedergeschlagen, das aus $\text{Hg}_2\text{NH}_2\text{Cl}$ besteht. Es ist entweder eine Amid-Verbindung, $= \text{HgNH}_2 + \text{HgCl}$, oder das Chlorid eines Ammoniums, in welchem 2 Aeq. Wasserstoff durch 2 Aeq. Quecksilber vertreten sind. Es zerfällt beim Erhitzen, ohne zu schmelzen, in Calomel, Ammoniak- und Stickgas. Der durch Fällung eines Gemisches von Sublimat- und Salmiak-Lösung mit kohlensaurem Natron erhaltene weisse Präcipitat ist ein Gemenge von mehreren Verbindungen. Beim Erhitzen schmilzt er leicht und zersetzt sich unter Kochen.

Das Quecksilberchlorid bildet mit vielen anderen Chlormetallen Doppelchlorüre; die mit Chlorammonium z. B. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{HgCl} + \text{aq.}$ ist sehr leicht löslich, krystallisirbar, schmelzbar.

Das Quecksilberchlorid ist eines der stärksten Gifte. Eiweiss, durch das es gefällt wird, das beste Gegenmittel.

Quecksilber-Bromür und *-Bromid*, sehr ähnlich den beiden Chlorverbindungen.

Jodquecksilber. Entsteht durch bloßes Zusammenreiben der Bestandtheile. Je nach dem Aequivalent-Verhältniss, entsteht das gelbgrüne Jodür oder das rothe Jodid.

a) *Jodür*, HgJ . Schweres, grüngelbes Pulver, nicht ohne Zersetzung sublimirbar. Ist auch durch Fällung eines gelösten Oxydulsalzes mit Jodkalium zu erhalten.

b) *Jodid*, HgJ_2 . Es ist dimorph. In der einen Form ist es scharlachroth, quadratisch krystallisirend, in der anderen lebhaft gelb, rhombisch krystallisirend. Das rothe entsteht auch als schwerer Niederschlag durch Fällung einer Oxyd- oder Chlorid-Lösung mit Jodkalium. Es schmilzt zu einem gelben Liquidum und sublimirt sich in gelben Krystallen, die bei der geringsten Berührung, unter Bewegung in Pseudomorphosen der scharlachrothen Art übergehen. Es ist löslich in Jodkalium- und in Quecksilberchlorid-Lösung, weil es mit beiden Salzen bestimmte Verbin-

dungen bildet. Auch in Alkohol und in Salmiak-Lösung ohne Farbe löslich, woraus es in der rothen Form krystallisirt zu erhalten ist.

Cyanquecksilber, HgCy . Durch Auflösen von Quecksilberoxyd in verdünnter Cyanwasserstoffsäure, oder durch Erhitzen des Oxyds mit Berlinerblau und Wasser. Farblose Prismen, in Wasser löslich. Höcht giftig. In der Hitze in Metall und Cyangas zerfallend, dient daher zur Darstellung des letzteren (s. Cyan). Wird weder von Alkalien noch Sauerstoffsäuren zersetzt. Bildet Doppelcyanüre. Durch Erhitzen seiner Lösung mit Quecksilberoxyd entsteht ein schwer lösliches, alkalisch reagirendes basisches Salz, $\text{HgO} + \text{HgCy}$. Ein Cyanür ist nicht bekannt.

Rhodanquecksilber, $\text{Hg}^2\text{C}^2\text{NS}^2$, das Rhodanür entsteht als weisser Niederschlag durch Fällung einer Oxydullösung mit Rodankalium. Bläht sich beim Erhitzen unter von selbst sich weiter fortsetzender Zersetzung ausserordentlich auf.

Schwefelsaures Quecksilberoxydul, $\text{Hg}\ddot{\text{S}}$, entsteht als eine weisse Salzmasse beim gelinden Erhitzen von Schwefelsäure mit überschüssigem Quecksilber; als krystallinischer Niederschlag beim Vermischen einer salpetersauren Oxydullösung mit schwefelsaurem Natron. In Wasser sehr schwer löslich. Unzersetzt schmelzbar und sublimirbar.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd, $\text{Hg}\ddot{\text{S}}$, entsteht als weisse Salzmasse bei Einwirkung von siedender Schwefelsäure auf Quecksilber. Durch Wasser, namentlich heisses, zerfällt es in sich auflösendes saures, und ungelöst bleibendes basisches Salz, $\text{Hg}^3\ddot{\text{S}}$, ein schön gelbes Pulver, welches auch aus der salpetersauren Oxydlösung durch schwefelsaures Natron gefällt wird.

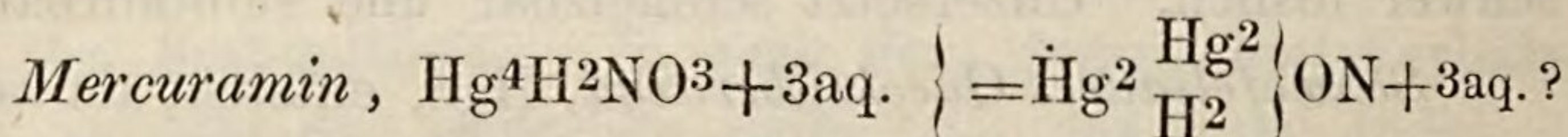
Salpetersaures Quecksilberoxydul, $\text{Hg}\ddot{\text{N}} + 2\text{aq}$. Das neutrale bildet farblose Krystalle und entsteht durch Auflösen des Metalles in kalter überschüssiger Säure. Zerfällt mit viel Wasser in ein auflösliches saures, und ein gelbes basisches Salz, welches sich auch öfters zugleich mit dem neutralen bildet. Ausserdem giebt es auch mehrere farblose und krystallisirende basische Salze. Ammoniak fällt aus

der verdünnten Auflösung ein schwarzes Pulver, den sogenannten *Mercurius solubilis Hahnemanni*, der eine Verbindung $= \text{Hg}^2\text{H}^2\text{N} + \text{HgO}, \text{NO}^5$ zu sein scheint.

Salpetersaures Quecksilberoxyd, $\text{Hg}\ddot{\text{N}}$, entsteht durch Auflösen des Metalles in kochender Salpetersäure. Das neutrale Salz krystallisirt nur sehr schwierig und ist zerfliesslich; gewöhnlich sind die anschliessenden Krystalle ein basisches Salz. Wasser schlägt aus der Auflösung ein weisses, noch basischeres Salz nieder.

Oxalsaures Quecksilberoxydul, $\text{Hg}\ddot{\text{C}}$, durch Fällung des salpetersauren Salzes mit Oxalsäure. Weisser Niederschlag. Detonirt heftig beim Erhitzen.

Knallsaures Quecksilberoxyd, $\text{Hg}^2\text{C}^4\text{N}^2\text{O}^2 + \text{C}^4\text{NHg}^2\ddot{\text{N}}$, (Knallquecksilber). Weisse, seidenglänzende Nadeln. Explodirt durch Reiben, Schlagen oder Erhitzen mit betäubendem Knall und ausserordentlicher Gewalt. Kali scheidet daraus nur die Hälfte des Quecksilbers als Oxyd aus und bildet explodirendes $\text{K}^2\text{C}^4\text{N}^2\text{O}^2 + \text{C}^4\text{NHg}^2\ddot{\text{N}}$ (vergl. S. 92). Wird zur Verfertigung der Zündhütchen für die Percussionsgewehre gebraucht. Seine Darstellung erfordert wegen der Gefahr, die damit verbunden ist, die grösste Vorsicht.



entsteht, wenn gelbes Quecksilberoxyd mit kaustischen Ammoniak übergossen wird. Lebhaft gelbes Pulver, welches bei 130° 3 Aeq. Wasser verliert und braun wird. Zersetzt sich beim Erhitzen mit Geräusch. Verhält sich wie eine starke Base, treibt aus Ammoniumsalzen das Ammoniak aus und verbindet sich direct selbst mit Kohlensäure zu einem weissen Salz. Sie scheint in den durch Ammoniak in Quecksilberoxydsalzen gebildeten Niederschlägen und dem aus Quecksilberoxyd und Ammoniumsalzen entstehenden Verbindungen enthalten zu sein.

Amalgame. Das Quecksilber vereinigt sich mit vielen anderen Metallen in bestimmten Proportionen zu krystallisirbaren Verbindungen, die aber stets in überschüssigem

Quecksilber auflöslich sind. 1 *Kalium* bildet mit 90 Quecksilber, unter Wärmeentwicklung, ein festes, zinnweisses Gemische. *Natrium* vereinigt sich mit Quecksilber bei gewöhnlicher Temperatur unter starker Feuererscheinung, *Eisen* amalgamirt sich nicht unter gewöhnlichen Umständen; *Kupfer* nur in Pulverform. *Wismuth*, *Blei*, *Zinn*, *Zink* und *Cadmium* werden leicht vom Quecksilber aufgelöst und bilden, je nach der vorherrschenden Menge des einen oder des anderen Metalles, halbflüssige, weiche oder feste Amalgame.

Die meisten Quecksilber-Verbindungen sind starke Gifte; am gefährlichsten sind das Oxyd, die Oxydsalze, das Chlorid und das Cyanid. Nicht minder schädlich und gefährlich wirkt der Dampf des metallischen Quecksilbers, dem besonders die Spiegelbeleger, Vergolder und Barometermacher ausgesetzt sind.

Das Quecksilber dient zum Spiegelbeleg, zur Silber- und Goldgewinnung (Amalgamationsprocess), zu den Barometern und Thermometern, zum Vergolden und zur Darstellung des Knallquecksilbers, des Zinnobers und der als Arzneimittel angewandten wichtigen Präparate.

Bereits im Alterthum bekannt.

5. Silber.

$\text{Ag} = 108.$

Vorkommen. Gediegen; in Verbindung besonders mit Schwefel, seltener mit Selen, Tellur, Arsenik, Antimon, Chlor, Brom und Jod, niemals als Oxyd.

Gewinnung. Sie ist nach der Beschaffenheit der Erze sehr verschieden. Gediegenes Silber wird aus sehr reichen Erzen mechanisch ausgeschieden. Fast aller Bleiglanz ist silberhaltig und eine grosse Menge von Silber wird aus dem daraus gewonnenen Blei erhalten. Oder es wird das in armen Erzen zerstreute Silber in Blei angesammelt, indem man sie mit geröstetem Bleiglanz zusammenschmilzt und dadurch silberhaltiges Blei gewinnt (vgl. S. 222). Dieses wird dann auf den *Treibheerden* (Flamm-

öfen mit schüsselförmig vertieften Heerden) abgetrieben, d. h. bei Glühhitze unter Einwirkung von darauf geblasener Luft geschmolzen, wobei das Blei sich fortwährend oxydirt und als *Glätte* theils abfließt, theils in die Heerdmasse eindringt, während das Silber zuletzt allein zurückbleibt.

Aus bleifreien Erzen wird das Silber durch die *Amalgamation* gewonnen. Das fein gemahlene Erz, welches gediegen Silber, Schwefelsilber, Kupferkies und Schwefelkies enthält, wird mit Kochsalz gemengt und geröstet, wodurch alles Silber in Chlorsilber verwandelt wird. Die erdige Masse wird darauf in Fässern mit Wasser und Eisen bewegt, wodurch das Silber reducirt wird. Alsdann wird Quecksilber hinzugegeben und die Masse damit bewegt, wodurch alles Silber vom Quecksilber aufgenommen wird. Das Amalgam wird dann ausgewaschen und das Quecksilber davon abdestillirt.

Oder es wird das Chlorsilber aus der gerösteten Masse durch eine heisse Auflösung von Kochsalz oder von dithionigsaurem Natron ausgezogen und das Silber aus der Lösung durch hineingestelltes Kupfer gefällt.

Eigenschaften. Das weisseste Metall, stark glänzend; in Octaëdern und Würfeln krystallisirend; weicher als Kupfer, härter als Gold, hell klingend; sehr streck- und dehnbar; 1 Gran giebt einen 400 Fuss langen Drath. Spec. Gew. 10,5; schmilzt leichter als Kupfer; absorbirt beim Schmelzen Sauerstoffgas, welches beim Erstarren wieder entweicht. In sehr hoher Temperatur flüchtig.

Oxyde. Das Silber oxydirt sich weder in feuchter Luft, noch beim Glühen oder Schmelzen an der Luft oder in Sauerstoffgas, und seine Oxyde sind durch Erhitzen für sich leicht zersetzbar. Es ist in Salpetersäure und heisser Schwefelsäure auflöslich, wodurch sich das Oxyd, AgO , bildet. Es hat ausserdem ein schwarzes Oxydul, Ag_2O , und ein in schwarzen metallglänzenden Octaëdern krystallisirendes Superoxyd, AgO_2 , welches sich bei Zersetzung einer Silberlösung durch den electrischen Strom am positiven Pol und auf Silber in Ozongas bildet. In Ammoniak löst es sich unter Entwicklung von Stickgas zu Oxyd auf; in Was-

serstoffsuperoxyd wird es zu Metall reducirt, unter heftiger Sauerstoffentwicklung, indem zugleich das HO^2 die Hälfte seines Sauerstoffs verliert.

Das *Silberoxyd*, Ag , ist ein braunes, schweres Pulver; es ist wasserfrei; wird erhalten durch Fällung des salpetersauren Salzes mit kaustischem Kali. Schwarz und krystallinisch erhält man es, indem man frisch gefälltes Chlorsilber in kochende concentrirte Kalilauge einträgt.

Das Silberoxyd verwandelt sich in Berührung mit concentrirtem Ammoniak in einen schwarzen, pulverigen Körper, der durch Reiben, Stoss, zuweilen schon durch die leiseste Berührung, selbst unter einer Flüssigkeit, mit der furchtbarsten Gewalt explodirt. Dieses Knallsilber ist oder enthält wahrscheinlich Stickstoffsilber.

Schwefelsilber, AgS . Es bildet ein regulär krystallisiertes Mineral, den *Silberglanz*: es entsteht sehr leicht durch Zusammenschmelzen von Schwefel und Silber. Dunkel bleigrau, weich und halb geschmeidig, von 7,0 spec. Gewicht. Das Anlaufen des Silbers in der Luft beruht auf der oberflächlichen Bildung von Schwefelsilber.

S a l z e.

Farblos, metallisch schmeckend, giftig. Zink, Kupfer, Quecksilber und mehrere andere Metalle, so wie schwefelsaures Eisenoxydul und verschiedene organische Stoffe reduciren aus den aufgelösten Salzen metallisches Silber; Schwefelwasserstoffgas fällt schwarzes Schwefelsilber; Salzsäure und lösliche Chlormetalle weisses, käsiges Chlorsilber, am Lichte sich schwärzend. Ammoniak, in sehr kleiner Menge zugesetzt, fällt Silberoxyd, löslich in dem geringsten Ueberschuss von Ammoniak; in sauren Auflösungen entsteht kein Niederschlag.

Chlorsilber, AgCl . Kommt als Mineral theils derb, theils regulär krystallisiert vor. Entsteht durch unmittelbare Einwirkung von Chlor auf Silber; wird am leichtesten erhalten durch Fällung eines aufgelösten Silbersalzes mit

Salzsäure. Weisser, wie geronnener Niederschlag; nach dem Trocknen weisses, unlösliches Pulver, am Lichte schnell violett und schwarz werdend. Schmilzt leicht zu einer gelben, durchsichtigen Flüssigkeit, erstarrt beim Erkalten zu einer grauen, durchscheinenden, krystallinischen, etwas zähen Masse, von 5,5 spec. Gewicht. In Ammoniak auflöslich, daraus in Octaëdern krystallisirend. Auch etwas löslich in concentrirter Salzsäure und Kochsalz- und Salmiaklösung. Wird in Berührung mit säurehaltigem Wasser und Zink oder Eisen, oder durch Schmelzen mit kohlensaurem Alkali, oder, frisch gefällt, durch Kochen mit kaustischer Kalilauge und Traubenzucker, oder beim Schmelzen in Wasserstoffgas sehr leicht zu metallischem Silber reducirt.

Wegen der absoluten Unlöslichkeit des Chlorsilbers wird das Silber aus seinen verdünntesten Auflösungen durch Salzsäure oder lösliche Chlormetalle niedergeschlagen, welche Eigenschaft man bei Analysen zur Entdeckung von Silber, und umgekehrt zur Entdeckung von Chlor und zur quantitativen Bestimmung von Silber und Chlor benutzt. Man benutzt sie ferner zur Darstellung von chemisch reinem Silber aus gewöhnlichem kupferhaltigen, welches man in Salpetersäure auflöst, durch Kochsalz als Chlorsilber niederschlägt, auswäscht, und auf eine der oben angegebenen Arten reducirt.

Bromsilber, AgBr , gelblicher Niederschlag, sehr leicht schmelzbar zur durchsichtigen gelben Masse; durch Chlorgas leicht zersetzbar. Kommt als Mineral krystallisirt vor.

Jodsilber. AgJ . Silber wird von concentrirter Jodwasserstoffsäure unter Wasserstoffentwicklung, und Chlorsilber unter Bildung von Chlorwasserstoffsäure in Jodsilber verwandelt. Aus ersterer Lösung erhält man es in blassgelben, octaëdrischen Krystallen; durch Fällung gebildet ist es ein blassgelbes Pulver. Schmelzbar, in Ammoniak kaum löslich, wodurch man Jod von Brom und Chlor trennen kann. Kommt hexagonal krystallisirt als Mineral vor.

Fluorsilber, AgF . In Wasser leicht löslich; krystallisirbar, leicht schmelzbar.

Cyansilber, AgCy , weisser, wie geronnener Niederschlag; wird aus den löslichen Silbersalzen durch freie Blausäure gefällt. Löslich in den Cyanüren der Alkalimetalle zu krystallisirenden Doppelcyanüren, deren Lösung zur galvanischen Versilberung dient, so das regulär krystallisirende $\text{AgCy} + \text{KCy}$.

Schwefelsaures Silberoxyd, $\text{Ag}\ddot{\text{S}}$; kleine farblose, sehr schwerlösliche rhombische Prismen, isomorph mit NaO, SO_3 . Entsteht durch Einwirkung von heisser Schwefelsäure auf Silber.

Schwefligsaures Silberoxyd, $\text{Ag}\ddot{\text{S}}$. Weisses Pulver; wird durch freie schweflige Säure aus dem salpetersauren Salz gefällt.

Dithionigsaures Silberoxyd, $\text{Ag}\ddot{\text{S}}$. Weisses Pulver. Zersetzt sich leicht in Schwefelsilber und Schwefelsäure. Leicht löslich in den dithionigsauren Alkalien zu krystallisirenden, süss schmeckenden Doppelsalzen. Daher auch Chlorsilber in dithionigsaurem Alkali löslich. Diese Lösung versilbert Eisen, Kupfer und Messing.

Salpetersaures Silberoxyd, $\text{Ag}\ddot{\text{N}}$; luftbeständige, klare rhombische Krystalle, in Wasser leicht löslich; enthält kein Wasser. Schmilzt leicht und erstarrt krystallinisch (*Höhlenstein*). Wirkt ätzend giftig; seine Lösung schwärzt die Haut und überhaupt organische Stoffe. Wird erhalten durch Auflösung von reinem Silber in mässig starker Salpetersäure.

Salpetrigsaures Silberoxyd, $\text{Ag}\ddot{\text{N}}$, krystallisirt in dünnen, langen, blassgelben Prismen beim Vermischen von heissen Auflösungen von salpetersaurem Silbersalz und salpetrigsaurem Kali.

Phosphorsaures Silberoxyd, $\text{Ag}^3\ddot{\text{P}}$. Gelber Niederschlag. Entsteht durch Fällung eines Silbersalzes mit ungeglühtem phosphorsauren Natron. Geglühtes giebt einen weissen Niederschlag von $2\text{AgO}, \text{PO}_5$. (Vgl. S. 71 und 72).

Arseniksaures Silberoxyd, $\text{Ag}^3\ddot{\text{As}}$. Röthlichbrauner Niederschlag, löslich in Ammoniak und in Salpetersäure.

Arsenigsaures Silberoxyd, $\text{Ag}^3\ddot{\text{As}}$. Entsteht als leb-

haft gelber Niederschlag, selbst bei sehr grosser Verdünnung, beim Vermischen von arsenigsaurem Alkali mit salpetersaurem Silberoxyd. Beim Erhitzen für sich wird es schwarz, indem 2 Atome zerfallen in $(3\text{AgO}, \text{AsO}_5)$, Ag_2O , Ag und AsO_3 , welche letztere sich sublimirt. Beim Erhitzen mit Natronlauge wird es in ein schwarzes Gemenge von Silberoxydul und Silber verwandelt unter Bildung von arseniksaurem Natron.

Kohlensaures Silberoxyd, Ag_2CO_3 , gelblich weisses Pulver.

Oxalsaures Silberoxyd, $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$, weisses Pulver; wird durch freie Oxalsäure aus den Silbersalzen gefällt. Verpufft beim Erhitzen.

Cyansaures Silberoxyd, $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{N}_2$. Weisses, fast unlösliches Pulver. Zersetzt sich beim Erhitzen ohne Explosion.

Cyanursaures Silberoxyd, $\text{Ag}_2 + \text{C}_6\text{N}_3\text{HO}_4$, farbloses krystallinisches Pulver. Noch bei 200° unveränderlich.

Knallsaures Silberoxyd, $\text{Ag}_2\text{C}_4\text{N}_2\text{O}_2 + \text{C}_4\text{N}_2\text{Ag}_2$. Kleine, weisse Krystallnadeln. Explodirt durch Reiben, Schlag oder Erhitzen, oft schon durch blose Berührung, selbst unter Wasser, mit noch grösserer Gewalt als das Quecksilbersalz. Alkalien scheiden nur den halben Silbergehalt als Oxyd daraus ab unter Bildung von explodirendem $\text{K}_2\text{C}_4\text{N}_2\text{O}_2 + \text{C}_4\text{N}_2\text{Ag}_2$. (Vergl. S. 92).

Silber-Sulfarsenit, Ag_3AsS_4 , bildet ein dunkelrothes, durchscheinendes, hexagonal krystallisirtes Mineral, das *lichte Rothgiltigerz*.

Silber-Sulfantimonit, Ag_3SbS_4 , ein halb metallisch glänzendes, mit dem vorhergehenden isomorph krystallisirtes Mineral, das *dunkle Rothgiltigerz*.

Silberlegirungen. Die meisten der vorhergehenden Metalle lassen sich mit Silber zusammenschmelzen, allein ausser dem Silberamalgam und dem Kupfer-Silber ist keines dieser Gemische von Merkwürdigkeit oder Anwendung. Das *Silberamalgam*, Hg_3Ag , findet sich als seltenes regulär krystallisirtes Mineral. Es bildet sich als schöne Krystallisation, wenn man wenig Quecksilber in einer Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd liegen lässt.

Kupfer und *Silber* lassen sich nach allen Verhältnissen zusammenschmelzen; die Gemische sind weiss, bis blass kupferroth, und härter als reines Silber. Alles vermünzte und sonst verarbeitete Silber ist mit einer controlirten Menge von Kupfer versetzt. Früher wurde der Silbergehalt durch das Wort *löthig* ausgedrückt; eine Mark Münzgewicht hatte nämlich 16 Loth (1 Loth = 16 Grän), und z. B. ein Gemische aus 12 Loth Silber und 4 Loth Kupfer war 12löthiges Silber.

Jetzt ist die Legirung zu der Münze nach 1000 Theilen festgesetzt. Die Thaler und die österreichischen und süddeutschen Gulden bestehen aus 900 Theilen Silber und 100 Th. Kupfer. Aus 1 Pfund (= 500 Grammen) reinem oder feinem Silber werden 30 Thaler oder 45 österreichische oder 52½ süddeutsche Gulden geprägt. 27 Thaler wiegen 1 Pfund. 1 Thaler ist also = 1½ Gulden österreichisch und 1¾ Gulden süddeutsch.

Die Fünfgroschen enthalten 520 Silber auf 480 Kupfer, die Groschen 220 Silber auf 780 Kupfer, die süddeutschen Sechskreuzer 333 Silber auf 667 Kupfer.

Im französischen Geld beträgt der Silbergehalt $\frac{900}{1000}$. 1 Franc wiegt 5 Gramm, 200 Francs also 1 Kilogramm oder 2 Pfund. 1 Franc enthält 4½ Gramm Silber.

Im Silbergeschirr variirt der Silbergehalt in Deutschland zwischen $\frac{720}{1000}$ und $\frac{800}{1000}$, in Frankreich ist er $\frac{850}{1000}$.

Die Oberfläche von verarbeitetem kupferhaltigen Silber wird nach dem Glühen an der Luft durch das *Weissieden* mit verdünnter Schwefelsäure weisser gemacht.

Um den Silbergehalt eines verarbeiteten Silbers leicht zu finden, hat man zweierlei technische Verfahrungsweisen: 1) die *Cupellation*. Die abgewogene Probe wird mit dem vielfachen Gewicht Blei auf der *Kapelle*, einer kleinen aus Knochenasche und ausgelaugter Holzasche verfertigten Schüssel, in der *Muffel* des *Cupellirofens* abgetrieben, d. h. so lange unter dem Zutritt der Luft geschmolzen, bis sich alles Blei mit allem Kupfer oxydirt und in die Masse der Kapelle eingezogen hat, und der reine Silbergehalt der

Probe, zu einem Korn zusammengeschmolzen, auf der Kapelle zurückgeblieben ist. — 2) Die abgewogene Probe wird in reiner Salpetersäure aufgelöst, und das Silber durch Kochsalzauflösung von gekanntem Salzgehalt niedergeschlagen. Aus der Menge (dem Maass) der verbrauchten Salzauflösung wird der Silbergehalt der Probe berechnet.

Seit den ältesten Zeiten bekannt.

6. P l a t i n.

Pt = 98,7.

Vorkommen. Nur sparsam; in Süd- und Nordamerika, auf Domingo und Borneo und am Ural. Nur gediegen; seltener rein, gewöhnlich mit kleinen Beimischungen von Palladium, Iridium, Ruthenium, Rhodium, Osmium, Eisen und Kupfer; in Gestalt kleiner, meist abgeplatteter Körner oder auch grösserer zackiger Klumpen von 17,7 spec. Gewicht, in Begleitung von Körnern von Gold, Osmium-Iridium, Chromeisen, Titaneisen, Hyacinthen, SpinelLEN etc. in den Platinsand-Lagern.

Darstellung. Das rohe Platin enthält im Durchschnitt ungefähr 20 Procent fremder Beimischungen. Die Darstellung von reinem Platin ist nur auf nassem Wege möglich. Das rohe Platin wird zu diesem Zweck in Königswasser aufgelöst, wobei das meiste Iridium und ruthenhaltige Osmium-Iridium als ein schwarzes Pulver zurückbleiben. Die rothgelbe, noch saure Auflösung wird mit einer heiss gesättigten Lösung von Salmiak vermischt, wobei fast alles Platin als gelbes, pulverförmiges Ammonium-Platinchlorid (Platinsalmiak) gefällt wird, während die anderen Metalle, nebst etwas Platin, in Auflösung bleiben. Der Niederschlag, einige Mal ausgewaschen und getrocknet, giebt nach gelindem Glühen metallisches Platin, in Gestalt einer grauen, schwammigen, weichen Masse (Platinschwamm). Derselbe wird unter Wasser zu sehr feinem Pulver zerrieben, in einer eisernen Form mittelst einer Presse äusserst stark zusammengepresst, der erhaltene

Kuchen darauf weissglühend gemacht und glühend vorsichtig gehämmert, bis er vollkommen geschmeidig und schmiedbar geworden ist.

Eigenschaften. Farbe zwischen stahlgrau und silberweiss; weniger glänzend als Silber, härter als Kupfer; sehr geschmeidig und zähe, zu höchst feinem Draht ausziehbar. Spec. Gewicht 21,5. In der Weissglühhitze schweisssbar; schwerer schmelzbar als Stabeisen, leicht schmelzbar in der Flamme des Sauerstoffgas-Gebläses. Ueber seinen Schmelzpunkt erhitzt, flüchtig.

In Gestalt eines kohlschwarzen Pulvers (als Platinschwarz) wird das Platin erhalten, wenn man eine Legirung von Zink und Platin mit verdünnter Schwefelsäure, zuletzt mit Salpetersäure behandelt, oder das Platin aus einer verdünnten sauren Chloridlösung durch Zink reducirt, oder die Platinchloridlösung mit Zucker und kohlensaurem Natron erhitzt, oder zu einer Lösung von Platinchlorür in kaustischer Kalilauge Alkohol mischt. Das reducirte Platinschwarz wird nach einander mit Salpetersäure, Kalilauge und Wasser gewaschen.

In Form von dünnem Blech oder Draht mit vollkommen reiner Oberfläche wirkt das Platin katalytisch (S. 5. §. 21); noch mehr in Form von Platinschwamm, und im höchsten Grade als Platinschwarz. In Berührung mit einem Gemenge von Wasserstoffgas und Sauerstoffgas wird es augenblicklich glühend und entflammt die Gase; erwärmt bewirkt es die Vereinigung von schwefligsaurem Gas und Sauerstoffgas zu Schwefelsäure, die Bildung von Ammoniak aus Stickoxyd und Wasserstoffgas, die Bildung von Salpeter- und salpetriger Säure aus Ammoniak und Sauerstoffgas. Das Platinschwarz absorbirt sein mehrere Hundertfaches Volum Sauerstoffgas. Mit Alkohol benetzt, entflammt es denselben; das durch Zink gefällte bewirkt die Oxydation des Alkohols zu Essigsäure ohne Entzündung. Es entwickelt rasch den Sauerstoff aus Wasserstoffsuperoxyd.

Das Platin ist bei keiner Temperatur auf unmittelbare Weise oxydirbar, es vereinigt sich überhaupt nur schwierig

mit den Metalloiden, und fast alle diese Verbindungen sind in der Glühhitze wieder zersetzbar. Es hat zwei sehr schwach basische Oxyde, ein Oxydul, PtO , und ein Oxyd, PtO_2 , und eben so viel entsprechende Schwefel- und Chlor-Verbindungen. Beide Oxyde sind schwarz, als Hydrate braun.

Das *Platinchlorid*, PtCl_2 , bildet sich durch Auflösen des Metalles in Königswasser. Nach dem Abdampfen krystallinische, zerfliessliche rothbraune Masse, mit röthlich-gelber Farbe in Wasser löslich. Aus dieser Auflösung schlagen sowohl die Ammoniumsalze, als die Kaliumsalze, ein schön gelbes, sehr wenig lösliches Pulver nieder: *Ammonium-Platinchlorid* (Platinsalmiak), $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{PtCl}_2$ und *Kalium-Platinchlorid*, $\text{KCl} + \text{PtCl}_2$. Das Ammoniumsalz hinterlässt beim Glühen 44,32 Procent Platin; 100 Th. Kaliumsalz entsprechen 19,33 Th. Kali und 40,40 Platin. Beide Salze krystallisiren bei langsamer Abscheidung in kleinen gelben Octaëdern. Da das Chlorplatinnatrium leicht löslich ist, und Natriumsalze also in der Platinauflösung keinen Niederschlag bewirken, so benutzt man diese Verschiedenheit bei Analysen zur Unterscheidung und Trennung von Kali und Natron.

Rubidium- und *Caesium-Platinchlorid* gleichen vollkommen dem Kaliumsalz, nur dass sie viel weniger in Wasser löslich sind, besonders das Caesiumsalz.

Die Platinchloridlösung wird kalt nicht durch kaustisches, kohlensaures oder oxalsaures Natron gefällt; bei Siedhitze fällt kohlensaures Natron gelbbraunes, natronhaltiges Oxydhydrat. Sulfhydrate fällen daraus schwarzbraunes Schwefelplatin; Zink, in der Wärme auch weinsaures und ameisensaures Natron reduciren daraus das Platin als schwarzes Pulver.

Das *Chlorür*, PtCl , entsteht, unter Chlorentwicklung, durch vorsichtiges Erhitzen des Chlorids. Dunkelgrau-grünes Pulver, in Wasser unlöslich, löslich in heisser Salzsäure.

Platinbasen. Durch Einwirkung von Ammoniak auf gewisse Platinsalze entstehen sehr merkwürdige Verbindun-

gen, die, zufolge ihrer Eigenschaften und Zusammensetzung, als Salze von Ammonium-Arten betrachtet werden können, in welchen ein Theil des Wasserstoffs durch Platin vertreten ist. Unter der grossen Zahl von Verbindungen der Art, über deren Natur übrigens die Ansichten noch getheilt sind, können die folgenden als Beispiele dienen.

Erhitzt man Platinchlorür so lange mit Ammoniak, bis es sich aufgelöst hat, so krystallisirt aus der Flüssigkeit ein Salz in farblosen Prismen, welches aus PtClN^2H^6 besteht und als die Chlorverbindung eines Ammoniums betrachtet werden kann, in welchem 1 Wasserstoffäquivalent durch Platin und ein zweites durch Ammonium vertreten ist =

$\text{N} \begin{pmatrix} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{NH}_4 \\ \text{Pt} \end{pmatrix} \text{C}$ Durch Schwefelsäure wird dieses Salz, unter Entwicklung von Chlorwasserstoff, in das entsprechende schwefelsaure Salz verwandelt =

$\text{N} \begin{pmatrix} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{NH}_4 \\ \text{Pt} \end{pmatrix} \text{O} \cdot \text{SO}_3$, welches in schwerlöslichen farblosen Octaëdern krystallisirt. Fällt man aus der Lösung dieses Salzes die Schwefelsäure durch Barytwasser, so wird das Oxyd dieses Ammoniums isolirt. Nach dem Verdunsten der Lösung bleibt es als eine farb- und geruchlose krystallinische Masse zurück, die das Hydrat dieses Oxyds ist =

$\text{N} \begin{pmatrix} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{NH}_4 \\ \text{Pt} \end{pmatrix} \text{O} \cdot \text{HO}$ Es schmeckt kaustisch alkalisch, zerfliesst an der Luft, zieht rasch Kohlensäure an, fällt z. B. aus Silbersalzen Silberoxyd, und bildet mit allen Säuren Salze, aus denen Alkalien kein Ammoniak entwickeln.

Wird diese Base bis 1100° erhitzt, so wird sie, unter Verlust von Ammoniak und Wasser, in eine weisse, in Wasser unlösliche Substanz verwandelt, die aus PtONH^3 besteht. Diese ist ebenfalls eine Base =

$\text{N} \begin{pmatrix} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \\ \text{Pt} \end{pmatrix} \text{O}$, die mit Säuren unlösliche, beim Erhitzen verpuffende Salze bildet.

Platincyanür, PtCy . Amorphes, gelbes Pulver. Wird

erhalten durch Auflösen des entwässerten Kaliumplatincyanürs in Schwefelsäure und Zumischung von wenigem Wasser, oder durch Erhitzen seines Ammonium-Doppelsalzes bis zu 300°. Es bildet eine Reihe von Doppelcyanüren, wovon mehrere durch Dichroismus ausgezeichnet sind.

Kaliumplatincyanür, $\text{KCy} + \text{PtCy} + 3\text{aq.}$, entsteht durch gelindes Glühen von gleichen Theilen Platinschwamm-pulver und Kaliumeisencyanür; oder durch Auflösung von Platinchlorür in erwärmter Cyankaliumlösung. Lange Prismen, bei durchfallendem Licht gelb, bei auffallendem lebhaft hellblau, wasserfrei orange gelb; leicht löslich. Chlorgas in die Lösung geleitet, verwandelt es in *Kaliumplatinsesquicyanür*, $2\text{KCy} + \text{Pt}_2\text{Cy}_2 + 6\text{aq.}$, welches feine, kupferrothe Prismen bildet und in Wasser ohne Farbe löslich ist. Das Platincyanid für sich ist nicht bekannt.

Wasserstoffplatincyanür, $\text{HCy} + \text{PtCy}$. Durch Fällung von Kaliumplatincyanür mit salpetersaurem Silberoxyd erhält man Silberplatincyanür als weissen Niederschlag. Wird dieser durch Salzsäure oder Schwefelwasserstoff zersetzt, so erhält man eine Lösung von Wasserstoffplatincyanür, die beim Verdunsten die Verbindung als eine gold- und kupferfarben schillernde, krystallinische Masse hinterlässt. Sie zerfliesst und reagirt stark sauer. Mit den Alkalien bildet sie die Doppelcyanüre.

Barium- und Strontium-Platincyanür bilden Krystalle mit schönem Dichroismus von Blau und Gelb.

Magnesiumplatincyanür, $\text{MgCy} + \text{PtCy} + 7\text{aq.}$, erhalten durch Sättigung des Wasserstoffplatincyanürs mit Magnesiahydrat, bildet durch seine Farben einen der prachtvollsten Körper. Es krystallisirt in quadratischen Prismen, deren Seitenflächen lebhaft grün, metallglänzend, und deren Endflächen tief blau sind. In der Richtung der Axe sind die Krystalle mit carminrother, senkrecht darauf mit blutrother Farbe durchsichtig. Seine Lösung in Wasser ist farblos. Das wasserfreie Salz ist orange gelb.

Das Platin vereinigt sich leicht mit den übrigen Metallen. Aus diesem Grunde, und weil die meisten dieser

Legirungen leicht schmelzbar sind, hat man sich zu hüten, mit glühenden Platingefässen andere Metalle oder Verbindungen, aus denen sich dieselben reduciren können, in Berührung zu bringen. Eben so wenig darf man sie oft und lange zwischen Kohlen glühen, weil sie durch Aufnahme von Silicium aus der Asche ganz spröde und brüchig werden. Man kann Platin in Berührung mit Kohle in einem Thontiegel im Essenfeuer schmelzen, weil es dabei zu schmelzbarem, sprödem Kieselplatin wird. Eine ähnliche, leicht schmelzbare Verbindung bildet das Platin mit dem Bor.

Die Unveränderlichkeit des Platins im Feuer und seine Unlöslichkeit in den Säuren machen es zu einem für chemische Geräthschaften ganz unentbehrlichen Metall.

Das rohe Platin kam zuerst 1741 nach Europa. 1750 von Watson als eigenthümliches Metall erkannt.

7. I r i d i u m.

Ir = 99.

Vorkommen. Zu 1 bis 5 Procent im rohen Platin. In besonderen Körnern als Osmium-Iridium das rohe Platin begleitend; am seltensten als platinhaltiges Iridium in Körnern von 22,8 spec. Gewicht.

Eigenschaften. Im geschmolzenen Zustand ähnlich dem Platin, aber spröde und härter. Viel schwerer schmelzbar als Platin, von 21,15 spec. Gewicht. In allen Säuren, selbst in Königswasser unlöslich. Mit Chlornatrium innig gemengt und in Chlorgas schwach geglüht, bildet es ein mit dunkel rothgelber Farbe in Wasser lösliches Doppelchlorid. Auf diese Weise wird auch der schwarze Rückstand von der Auflösung des Platinerzes, der als Hauptbestandtheile Iridium und Osmium-Iridium enthält, aufgeschlossen.

Das *Iridiumchlorid*, IrCl_2 , erhält man in dunkel rothbrauner Lösung, wenn man Iridiumpulver durch Glühen mit einem Gemenge von Kalihydrat und Salpeter in Ses-

quioxydul, Ir_2O_3 , verwandelt, dieses auswäscht und in der Wärme in concentrirtem Königswasser auflöst. Salmiak fällt daraus dunkelrothes Ammonium-Iridiumchlorid, $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{IrCl}_2$, löslich in verdünnter heisser Salzsäure, woraus es sich in schwarzen Octaëdern absetzt. Hinterlässt beim Glühen graues metallisches Iridium. Das entsprechende Kaliumsalz bildet ebenfalls schwarze Octaëder, ist sehr schwerlöslich und hinterlässt, einer sehr heftigen Glühhitze ausgesetzt, Iridium in kleinen glänzenden Krystallen.

Bildet 4 Oxyde, Ir , Ir , Ir , Ir , für sich reducirbar. Gleich dem Platin bildet es Doppelcyanüre und mit Ammoniak Iridiumbasen.

Wird Platinerz in der Flamme des Knallgasgebläses auf einer Kalkunterlage anhaltend geschmolzen, so verschlacken sich Eisen und Kupfer, Palladium und Osmium verflüchtigen sich und es bleibt ein mit Iridium und Rhodium legirtes Platin, welches geschmeidig, aber härter und noch weniger angreifbar ist als reines Platin und jetzt verarbeitet wird.

1803 von Tennant entdeckt.

8. O s m i u m.

$\text{Os} = 99,6$.

Vorkommen. Zum Theil im rohen Platin, daher im Rückstand von dessen Auflösung in Königswasser; hauptsächlich als Osmium-Iridium, in besondern, sehr harten und spröden, stahlfarbenen Körnern oder hexagonalen Krystallen von 19,5 spec. Gewicht, in Begleitung des Platins.

Eigenschaften. Selbst im stärksten Knallgasfeuer unschmelzbar, aber zu einer blaulichen, metallglänzenden Masse zusammensinternd, von 21,4 spec. Gewicht. Durch Wasserstoffgas aus seinem flüchtigen Oxyd reducirt, bildet es eine dichte, dunkel eisenschwarze Masse von nur 10 spec. Gewicht. Als blaulich schwarze poröse Masse erhält man

es, wenn man die Lösung von osmiumsaurem Ammoniak mit Salmiak vermischt, eindampft und die Masse bis zur Sublimation des letzteren erhitzt.

Das Osmium hat 5 Oxyde, Os , Os_2 , Os_3 , Os_4 , Os_5 , die beiden letzteren sind Säuren, osmige und Osmiumsäure. Die Osmiumsäure ist die merkwürdigste; sie entsteht leicht durch Verbrennung des Metalls in der Luft oder in Sauerstoffgas. Sie ist sehr flüchtig und sublimirt sich in farblosen, glänzenden Krystallen, ist schon unter Wasser schmelzbar, in Wasser löslich, hat einen äusserst durchdringenden, dem Chlor entfernt ähnlichen Geruch, und greift selbst in höchst geringer Menge als Dampf die Athmungsorgane und Augen heftig an.

Von Alkalien wird sie mit tief gelber Farbe aufgelöst. Wird die Lösung des Kalisalzes mit wenig Alkohol vermischt, so wird sie violett und setzt rubinrothe Octaëder von osmigsurem Kali ab. Vermischt man seine Lösung mit Salmiak, so entsteht eine unlösliche, blassgelbe Ammonium-Verbindung, welche beim Erhitzen in Wasserstoffgas metallglänzendes Osmium giebt.

Die beiden Chlorverbindungen des Osmiums sind flüchtig. Das Chlorür, OsCl , ist grün, das Chlorid, OsCl_2 , dunkelroth. Das Kaliumchloridsalz bildet dunkelbraune Octaëder, mit gelber Farbe löslich in Wasser, woraus es durch Alkohol als rothes Pulver gefällt wird. — Gleich den übrigen Platinmetallen bildet das Osmium auch krystallisirende Doppelcyanüre, z. B. $2\text{KCy} + \text{OsCy} + 3\text{aq.}$, welches mit dem Kaliumeisencyanür isomorph ist.

1803 von Tennant entdeckt.

9. Ruthenium.

$$\text{Ru} = 52,2.$$

Vorkommen. In sehr kleiner Menge im Platinerz; zu 1—1½ Proc. im Rückstand von dessen Auflösung. Zu 3 bis 6 Proc. im Osmium-Iridium.

Eigenschaften. Aehnlich dem Iridium, aber noch

schwerer schmelzbar; von 11,4 spec. Gewicht. Selbst von Königswasser kaum angreifbar. Es hat 5 Oxydationsstufen, Ru, Ru, Ru, Ru, Ru, von denen das blaulich-schwarze Sesquioxyd durch Glühen an der Luft entsteht. Die beiden letzten Oxyde sind schwache Säuren; die ruthenige Säure, RuO_3 , entsteht leicht beim Schmelzen des Metalls mit Kalihydrat und chlorsaurem Kali. Das gebildete Kalisalz ist mit orangegelber Farbe in Wasser löslich, woraus Salpetersäure schwarzes Oxydul fällt. Die Ruthensäure, RuO_4 , ist gelb, sehr flüchtig, bei 500° schmelzbar, in Wasser löslich. 1843 von Claus entdeckt.

10. P a l l a d i u m.

$\text{Pd} = 53,3.$

Vorkommen. Sehr selten; zuweilen in einzelnen Körnern unter dem rohen Platin. In kleiner Menge Bestandtheil des rohen Platins; auch in brasilianischem Waschgold. In Europa bis jetzt nur bei Tilkerode am Harz mit Gold und Selenblei.

Eigenschaften. In Farbe, Glanz und Geschmeidigkeit dem Platin ähnlich. Spec. Gewicht 11,8. Schwer schmelzbar, jedoch leichter als Platin; schweisssbar. Läuft beim Erhitzen an der Luft stahlblau an; beschlägt sich in der Weingeistflamme mit Rus, und wird durch Aufnahme von Kohle spröde. Löst sich in kalter Salpetersäure ohne Gasentwicklung auf. Seine Oxyde sind Pd_2O , PdO und PdO_2 ; für sich reducirbar. In Königswasser löst es sich mit dunkelbrauner Farbe zu Chlorid. Beim Abdampfen wird es zu dunkelbraunem, zerfliesslichem Chlorür, PdCl . Aus dieser Auflösung fällt Jodkalium schwarzes Palladiumjodür PdJ .

Ammoniak fällt daraus Palladiumchlorür-Ammoniak, $\text{PdCl} + \text{NH}_3$, in Gestalt eines schön fleischrothen krystallinischen Pulvers. Diese Verbindung ist in Ammoniak ohne Farbe löslich. Salzsäure fällt aus dieser Lösung einen citrongelben, krystallinischen Körper, welcher die Chlorver-

bindung eines Ammoniums ist, in welchem das vierte Wasserstoffäquivalent durch 1 Aeq. Palladium vertreten wird, $= \text{N. PdH}_3 + \text{Cl}$. Aus diesem Salz kann das basische, alkalisch reagirende Oxyd dieses Ammoniums auf dieselbe Weise wie die entsprechende Platinbase abgeschieden werden.

Kalium- und Ammonium-Palladiumchlorid, erhalten durch Erhitzen des Chlorürs mit Königswasser unter Zusatz von KCl oder NH_4Cl , bilden kleine, zinnoberrothe Octaëder, in Wasser kaum löslich.

1803 von Wollaston im Platin entdeckt.

10. R h o d i u m.

$\text{Rh} = 52,2$.

Vorkommen. Zu 1 bis 3 Proc. im rohen Platin.

Eigenschaften. Fast Silberweiss, von 12,1 spec. Gewicht, sehr dehnbar; schwerer schmelzbar als Platin. In allen Säuren unlöslich. Pulverförmig an der Luft geglüht, oxydirt es sich. Durch anhaltendes Schmelzen mit zweifach schwefelsaurem Kali macht man es löslich, auf welche Weise es auch aus dem Iridium ausgezogen werden kann. Wird die Lösung der Masse mit Chlorkalium und Salzsäure eingedampft, so entsteht eine Chlorverbindung, aus deren rosenrother Lösung durch Kali und Alkohol schwarzes Metall gefällt wird. Wird es in Pulverform mit Chlorkalium gemischt und in Chlorgas schwach geglüht, so entsteht ein lösliches, gut krystallisirendes, dunkelrothes Doppelsalz, $2\text{KCl} + \text{Rh}_2\text{Cl}_3$. — Das Rhodium hat 4 Oxyde, Rh , Rh , Rh und Rh , letzteres ist eine schwache Säure.

1840 von Wollaston entdeckt.

11. G o l d.

$\text{Au} = 197$.

Vorkommen. Fast nur gediegen, zuweilen in Verbindung mit Silber und Tellur. Sehr verbreitet.

Gewinnung. Ein grosser Theil des Goldes kommt in den durch Verwitterung und Zertrümmerung entstandenen Goldsand-Lagern oder im Sande von Flüssen in Gestalt feiner Blättchen oder kleiner Körner, zuweilen auch grösserer Klumpen vor, und wird durch Waschen mechanisch daraus geschieden. Aus weniger reichen Golderzen, in denen es zerstreut oder unsichtbar eingesprengt vorkommt, wird es durch ähnliche Processe, wie das Silber gewonnen.

Fast alles Silber, welches gewonnen wird, ist goldhaltig. Die Scheidung beider Metalle geschieht durch Erhitzen mit concentrirter Schwefelsäure, wodurch das Silber in schwefelsaures Salz verwandelt, das Gold nicht angegriffen wird. Das Salz wird in siedendem Wasser gelöst, wobei das Gold als braunes Pulver zurückbleibt, und das Silber durch hineingelegtes Kupfer gefällt, wobei Kupfervitriol als Nebenproduct gewonnen wird. Auf dieselbe Weise wird mit alter goldhaltiger Silbermünze verfahren, (das *Affiniren*). Oder es wird das goldhaltige Silber, wenn es über 20 Proc. Gold enthält, in ausgewalztem oder sonst vertheiltem Zustande in warmer Salpetersäure (Scheidewasser) aufgelöst, wobei das Gold zurückbleibt, *Quartscheidung*. Der Goldgehalt darf hierbei höchstens nur $\frac{1}{2}$ von dem des Silbers betragen. Silberhaltiges Gold, mit vorwaltendem Gold, wird in Königswasser aufgelöst, wobei das Silber als Chlorsilber zurückbleibt. Aus der Auflösung wird das Gold durch Eisenvitriol niedergeschlagen.

Eigenschaften. Gelb, in Octaëdern und Würfeln krystallisirend, weicher als Silber; das geschmeidigste Metall; lässt sich zu Blättchen von $\frac{1}{20000}$ Linie ausschlagen; 1 Gran giebt einen 500 Fuss langen Draht. Spec. Gewicht 19,5 In Pulvergestalt braun; als Blattgold mit grüner Farbe durchscheinend. Schmilzt etwas schwerer als Kupfer, zeigt im Fluss eine bläulichgrüne Farbe, und dehnt sich dabei stark aus.

Oxyde. Unter den Metallen hat das Gold die geringste Affinität zum Sauerstoff; es bleibt in der Luft bei jeder Temperatur unverändert, und lässt sich nur auf mittelba-

rem Wege oxydiren. Es ist nur in Königswasser, unter Bildung von Goldchlorid, löslich. Es hat ein Oxydul und ein Oxyd.

Das *Goldoxydul*, Au, ist dunkel violett; entsteht durch Zersetzung des Chlorürs mit kalter Kalilauge. Zerfällt mit Salzsäure in Gold und Chlorid. Es bildet nur wenige Salze. Der *Goldpurpur*, welcher die schönsten rothen Farben für die Porzellanmalerei liefert, scheint im Wesentlichen zinnsaures Goldoxydul zu sein. Er ist ein violettbraunes Pulver und entsteht durch Vermischen der verdünnten Lösungen von Goldchlorid und Zinnchlorür-Chlorid.

Das schöne *Rubinglas*, in den verschiedensten Tönen von Rosen- und Purpurroth, wird durch Schmelzen eines Bleioxyd und Borax enthaltenden Glassatzes mit Goldchlorid erhalten. Es ist farblos und wird erst beim Erhitzen bis zum schwachen Glühen roth. Es scheint kieselsaures Goldoxydul zu enthalten.

Das *Goldoxyd*, Äu, ist ein braunes Pulver, schon bei 245° zersetzbar. Verbindet sich nicht mit Sauerstoffsäuren, sondern bildet mit Basen salzartige Verbindungen, worin es die Säure ist. Scheidet sich ab, wenn neutrale Goldchloridlösung mit kohlensaurem Natron neutralisirt und dann zum Sieden erhitzt wird.

Schwefelgold. Entsteht nicht durch Schmelzen von Gold mit Schwefel, sondern nur durch Zersetzung von Chlorgold mit Schwefelwasserstoffgas. Schwarzes Pulver; durch Erhitzen leicht zersetzbar; in Schwefelkalium auflöslich.

Das *Schrifterz*, ein zinnweisses, krystallinisches Mineral, ist im Wesentlichen eine Verbindung von Tellurgold mit Tellursilber; das *Blättertellur*, ein bleigraues, krystallinisches Mineral, eine Verbindung von Schwefeltellur mit Schwefelblei, Tellurblei und Tellurgold.

Knallgold, eine durch Stoss, Reiben oder Erhitzen heftig explodirende Verbindung, die Stickstoffgold zu enthalten scheint. Als olivengrünes Pulver erhält man sie durch Einwirkung von kaustischem Ammoniak auf Gold-

oxyd, als braungelbes Pulver durch Fällung der Goldchloridlösung mit überschüssigem Ammoniak.

Chlorgold. Das Chlorid, AuCl_3 , bildet sich beim Erhitzen von Blattgold in Chlorgas; wird gewöhnlich erhalten durch Auflösung des Goldes in Königswasser. Krystallisirt aus der sauren Auflösung in Verbindung mit Chlorwasserstoffsäure in langen, gelben Krystallen. Das neutrale Goldchlorid, erhalten durch Abdampfen der sauren Auflösung, ist eine dunkelrothe, krystallinische, zerfliessliche Masse, in Wasser mit rothgelber Farbe löslich. Wird bei gelindem Erhitzen in gelblichweisses *Chlorür*, AuCl , bei stärkerer Hitze in metallisches Gold und Chlorgas zerlegt. Die Goldauflösung färbt die Haut dunkel purpurfarben.

Aus der neutralen Goldauflösung wird das Gold metallisch gefällt: durch Phosphor, phosphorige, schweflige und salpetrige Säure, Eisenoxydulsalze, Zink, Eisen, Kupfer und mehrere andere Metalle; ferner durch Oxalsäure und die pflanzensauren Alkalisalze, besonders unter Mitwirkung des Lichts. Seine Fällbarkeit durch Eisenvitriol oder durch mit viel Salzsäure versetztes Antimonchlorür benutzt man zur Darstellung von reinem Gold aus kupferhaltigem. — Kaustische Alkalien fällen die Goldauflösung erst beim Erwärmen, Ammoniak fällt daraus Knallgold. Mit Chlorkalium und Chlornatrium bildet das Goldchlorid gelbe, krystallisirende Doppelverbindungen.

Cyangudd. Das *Cyanid*, AuCy_3 , krystallisirt mit 6 aq. in farblosen, leichtlöslichen Tafeln. Mit Cyankalium bildet es ein sehr leicht und gross krystallisirendes Doppelsalz. Man erhält es durch Vermischen einer neutralen Goldchlorid-Lösung mit einer heissen concentrirten Lösung von Cyankalium. Das *Cyanür*, AuCy , ist ein in Wasser unlösliches, schön gelbes, krystallinisches Pulver. Bildet mit Cyankalium ein in grossen, farblosen Prismen krystallisirendes Doppelsalz, das man auch durch Auflösen von frisch gefälltem Knallgold in einer heissen Auflösung von Cyankalium erhalten kann. Aus seiner erwärmten Lösung fällt Salzsäure Goldcyanür. Die Lösungen dieser Doppelcyanüre dienen zur galvanischen Vergoldung.

Goldlegirungen. Das Gold lässt sich mit den meisten der vorhergehenden Metalle zusammenschmelzen. — $\frac{1}{1920}$ *Wismuth* reicht hin, das Gold spröde zu machen. 1 *Blei* und 11 Gold: ein blassgelbes Gemische, so spröde wie Glas, 1 *Zink* und 60 Gold: spröde. Mit *Quecksilber* amalgamirt sich das Gold sehr leicht; das Goldamalgam dient zum Vergolden anderer Metalle. *Silber* und *Kupfer* schmelzen mit Gold in allen Verhältnissen zusammen und machen es härter.

Das meiste verarbeitete Gold, namentlich alle Goldmünze, wird mit einer gesetzlich bestimmten Menge von Kupfer oder von Silber, oder auch von beiden zugleich, versetzt, da reines Gold zu weich sein würde. Der Goldgehalt in legirtem Gold wird durch das Wort *karätig* ausgedrückt, 1 Mark Gold (= 16 Loth) wird nämlich in 24 Karat (1 Karat = 12 Grän) eingetheilt; enthält legirtes Gold $\frac{3}{24}$ Kupfer oder Silber, so heisst es 21karätiges Gold, mit $\frac{10}{24}$ Kupfer 14karätiges, wie gewöhnlich die Schmucksachen. Die preussischen Friedrichsd'or enthalten 21 Karat 8 Grän Gold, die hannoverschen Pistolen 21 Karat 6 Grän. Die französische Goldmünze besteht aus 9 Gold und 1 Kupfer. 155 Napoleons wiegen 1 Kilogramm.

Der Goldgehalt des legirten Goldes wird ebenfalls durch die Cupellation gefunden. Bloss kupferhaltiges Gold wird bloss mit Blei abgetrieben; das zugleich silberhaltige wird mit dem 2- bis 3fachen Gewicht Silber und dem 10fachen Gewicht Blei zusammengeschmolzen und abgetrieben, und dann das Silber vom Gold durch die Quartscheidung getrennt.

Das Gold ist seit den ältesten Zeiten bekannt.

IV. Gruppe der Metalle.

1. Z i n n.

$$\text{Sn} = 59.$$

Vorkommen. Wenig verbreitet; nie gediegen, fast nur oxydirt als Zinnstein (Zinnsäure).

Gewinnung. Der zerkleinerte, durch Waschen und Rösten von fremden Beimengungen befreite Zinnstein wird in Schacht- oder Flammöfen mit Kohle und Zuschlägen geschmolzen, und das erhaltene Zinn durch aussaigerndes Umschmelzen bei gelinder Hitze gereinigt. — Das ostindische und englische Korn-Zinn ist das reinste. Die Verunreinigungen bestehen in Arsenik, Blei, Kupfer etc.

Eigenschaften. Fast silberweiss, stark glänzend; dimorph, regulär und quadratisch krystallisirend; knirscht beim Biegen; weicher als Gold, härter als Blei; sehr dehnbar, lässt sich in sehr dünne Platten ausbreiten (*Stanniol*), aber von geringer Festigkeit, bei 2000 spröde. Spec. Gewicht 7,29. Schmilzt bei 228°.

Oxyde. Das Zinn hat zwei Oxydationsstufen. Es bleibt an der Luft unverändert. An der Luft geschmolzen, bedeckt es sich mit einem weissen Pulver, *Zinnasche* (unreines Oxyd). In der Weissglühhitze verbrennt es mit blendend weissem Licht. Es zersetzt in der Hitze und bei Gegenwart von Säuren das Wasser, wird also von Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure unter Wasserstoffgas-Entwicklung aufgelöst.

a) *Zinnoxidul*, Sn. Violettschwarzes, schweres Pulver; ist leicht entzündlich und verbrennt zu weissem Oxyd, ist eine Salzbasis, und bildet sich bei Auflösung des Zinns in verdünnter kalter Salpetersäure, ohne Gas-Entwicklung,

aber unter gleichzeitiger Bildung von Ammoniak. Durch Zersetzung des Zinnchlorürs mit kohlensaurem Natron erhält man es als weisses Hydrat. Wird dieses mit concentrirter Kalilauge erwärmt, so wird es in wasserfreies, dunkel violettes krystallinisches Oxydul verwandelt.

b) *Zinnsäure*, Sn. Als Mineral, zum Theil schön krystallisirt in Formen des quadratischen Systems, bildet sie den *Zinnstein*; in diesem Zustande bräunlichgelb, braun bis fast schwarz, mit glänzenden Flächen, sehr hart und von 6,9 spec. Gewicht; die künstlich dargestellte ist ein weisses oder gelbes, schweres, unschmelzbares Pulver. Die natürliche und die geglühte Zinnsäure sind in Säuren unlöslich. Durch Kohle nur in starker Glühhitze reducirbar. Die Zinnsäure verhält sich zu stärkeren Säuren zu gleich wie eine schwache Base.

Sie entsteht durch Oxydation von Zinn an der Luft oder durch Salpetersäure, von der das Zinn mit Heftigkeit in weisse wasserhaltige Zinnsäure verwandelt wird, oder durch Fällung einer Auflösung des Zinnchlorids in Wasser mit kohlensaurem Alkali. Krystallisirbares, zinnsaures Natron bildet sich, unter Reduction des Blei's, durch Erhitzen von Bleioxyd mit Natronlauge und Zinn. Kupfer, in dieser Lösung mit Zinn in Berührung, wird schön verzinnt. Je nach ihrer Bildungsweise erhält man die Zinnsäure in zweierlei isomeren Zuständen, verschieden durch ihr Verhalten zu Säuren und zu Alkalien. Das durch Alkalien aus Zinnchlorid gefällte Hydrat ist in Salpetersäure leicht löslich, das durch Salpetersäure gebildete ist darin unlöslich. Das erstere ist in concentrirter Salzsäure leicht löslich, das letztere löst sich erst auf, wenn die Säure wieder abgegossen und Wasser zugegeben wird. Beide werden aus dieser Lösung, wenn sie verdünnt und gekocht wird, vollständig gefällt. Aus der Auflösung des ersten wird durch Schwefelsäure alle Zinnsäure ausgefällt, aus der des zweiten nichts.

Wird eine Lösung von Zinnchlorür mit Eisenoxydhydrat gekocht, so entsteht eine schleimige Masse, die entweder Sn^2O^3 oder $\text{SnO} + \text{SnO}^2$ ist.

Schwefelzinn. Schmelzendes Zinn vereinigt sich unter Erglühen mit Schwefel zu bleigrauem, blättrigem, krystallinischem *Sulfuret*, SnS . Es entsteht auch als dunkelbrauner Niederschlag durch Fällung des Zinnchlorürs mit Schwefelwasserstoff. Es ist in schmelzendem Zinnchlorür löslich, aus dem es beim Erkalten in glänzenden Blättern krystallisirt. Das *Zinnsulfid*, SnS_2 , bildet weiche, glänzende, goldgelbe Krystallblättchen, unter dem Namen *Musivgold* angewandt zum Bronciren. Man erhält es durch längeres Erhitzen eines Gemenges von gleichen Theilen sehr fein vertheilten Zinns, Schwefels und Salmiaks. Bei Glühhitze verliert das Musivgold die Hälfte seines Schwefels. Als amorpher gelber Niederschlag entsteht es durch Fällung der Chloridlösung mit Schwefelwasserstoff. In Alkalien und Schwefelalkalien ist es leicht löslich.

S a l z e.

Aus den Zinnsalzen wird das Zinn durch Zink metallisch und krystallinisch gefällt. Aus den Oxydulsalzen schlägt Schwefelwasserstoff schwarzbraunes, aus den Oxydsalzen hellgelbes Schwefelzinn nieder. Kaustisches Kali fällt aus den Oxydul- und aus den Oxydsalzen weisses Oxydul- oder Oxydhydrat, beide löslich in überschüssigem Kali. In Ammoniak ist das Oxydulhydrat unlöslich, das Oxydhydrat löslich. Kohlensaure Alkalien fällen aus beiden Arten der Zinnsalze blosses Hydrat.

Chlorzinn. Dünn gewalztes Zinn entzündet sich von selbst in Chlorgas und verbrennt zu *Chlorid*, SnCl_2 . Man erhält es, indem man zu in einer Retorte schmelzendem Zinn trocknes Chlorgas leitet und das Chlorid überdestillirt. Farblose, dünne, flüchtige, stark rauchende Flüssigkeit von 2,28 spec. Gewicht, 116° Siedepunkt, 8,9 spec. Gew. des Dampfes. Verbindet sich mit Wasser zu einem krystallisirenden Hydrat, dessen Lösung in Wasser beim Kochen alles Zinn als Zinnsäure fallen lässt.

Das *Chlorür*, SnCl , bildet eine feste, weisse, durchscheinende Masse, schmilzt bei 250° und lässt sich bei

stärkerer Hitze überdestilliren. Entsteht durch Erhitzen von Zinn in Chlorwasserstoffsäuregas, oder durch Auflösen von Zinn in concentrirter Salzsäure. Aus dieser Auflösung krystallisirt es mit 2 At. Wasser in grossen monoklinen Krystallen (*Zinnsalz* der Färber). Das käufliche Zinnsalz kann als Material zur Darstellung des wasserfreien Chlorürs dienen, indem man es durch Schmelzen vom Krystallwasser befreit und nachher aus einer Glasretorte destillirt. Seine Auflösung zersetzt sich an der Luft. Sie reducirt viele Oxyde zu niedrigeren Oxydationsstufen oder selbst zu Metall, wie z. B. Quecksilber. Aus Kupferchlorid fällt sie weisses Chlorür. Wird auf eine concentrirte Zinnchlorürlösung, in der ein Zinnstab steht, eine Schicht Wasser gegossen, so wird an der Berührungsfläche beider Flüssigkeiten Zinn in glänzenden quadratischen Prismen reducirt ausgeschieden. Eben so wird es durch andere schwache electrische Ströme leicht reducirt.

Das *Bromid*, SnBr_2 , ist fest, weiss, krystallinisch, flüchtig. Das *Jodür*, SnJ , krystallisirt in rothen Prismen; entsteht durch Vermischung einer warmen Chlorürlösung und Jodkalium oder durch Erhitzen von Zinn mit Jodwasserstoffsäure.

Legirungen. Die mit Kupfer siehe bei diesem. Der Spiegelbeleg ist ein Amalgam von Zinn. Das Britanniametall besteht aus 9 Th. Zinn und 1 Antimon, das Schnellloth aus gleichen Theilen Blei und Zinn.

Das gewöhnliche, zu Geräthschaften verarbeitete Zinn enthält $\frac{1}{6}$ Blei. Wegen seiner Unschädlichkeit und schwierigen Oxydirbarkeit dient das Zinn zum Verzinnen des Kupfers und Eisenblechs. Das Moiré auf Weissblech hängt von dem krystallinischen Gefüge des Zinns ab und wird durch abwechselndes kurzes Eintauchen in verdünntes Königswasser und Kalilauge hervorgebracht.

Das Zinn war schon im Alterthum bekannt.

2. T i t a n.

Ti = 25.

Vorkommen. Nur als Titansäure; besonders in Verbindung mit Eisenoxyden (als Titaneisen) ziemlich verbreitet.

Eigenschaften. Aus dem Fluortitankalium durch Erhitzen mit Natrium reducirt, bildet es ein graues, dem Eisen ähnliches Metallpulver. Verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit blendendem Glanz zu Titansäure. Fängt schon bei 1000 an das Wasser zu zersetzen, wird von Chlorwasserstoffsäure unter Wasserstoff-Entwicklung aufgelöst.

Titansäure, Ti. Kommt natürlich und in dreierlei Formen krystallisirt vor, als *Rutil* quadratisch, als *Brookit* rhombisch und als *Anatas* ebenfalls quadratisch, aber mit der Form des Rutils nicht vereinbar. Der Rutil, das häufigste Mineral, bildet sehr harte, stark glänzende Krystalle, gewöhnlich von gelblich oder röthlich brauner Farbe, isomorph mit Zinnstein. Die künstlich dargestellte Titansäure ist ein weisses Pulver, welches beim Erhitzen vorübergehend gelb und nach sehr heftigem Glühen hellbraun und in Säuren und Alkalien unlöslich wird. Man erhält sie aus dem, gewöhnlich eisenhaltigen, Rutil oder dem Titaneisen, indem man sie als feines Pulver mit dem 3fachen Gewicht kohlensauren Kali's zusammenschmilzt, die Masse in verdünnter, heisser Flusssäure auflöst, das entstandene, in farblosen, glänzenden Blättern krystallisirende Fluortitankalium krystallisiren lässt, aus dessen Lösung durch Ammoniak titansaures Ammoniak fällt und dieses glüht.

Der *Sphen* oder *Titanit*, $2\text{CaSi} + \text{CaTi}_3$, ist ein theils gelbes, theils braunes, in sehr schönen monoklinen Krystallen vorkommendes Mineral.

Das Titan hat noch ein Oxydul, Ti, und ein Oxyd Ti, beide noch wenig bekannt.

Das *Titaneisen*, theils FeTi, theils FeTi + Fe, das häufigste Titanerz, ist dunkel eisenschwarz, ähnlich dem Magneteisenstein, von 4,6 spec. Gew., derb und in zweierlei Formen krystallisirt; theils isomorph mit Magneteisen-

stein und magnetisch, theils isomorph mit Eisenoxyd und unmagnetisch.

Stickstofftitan. Die Affinität zwischen Stickstoff und Titan ist so gross, dass letzteres in hoher Temperatur sich unmittelbar mit dem freien gasförmigen Stickstoff verbindet. Wird Titansäure, gemengt mit der zu ihrer Reduction erforderlichen Menge Kohle, bis zum heftigsten Weissglühen in einem Strom von Stickgas erhitzt, so wird sie in Stickstofftitan verwandelt. Dasselbe geschieht, durch Aufnahme des Stickgases der Ofenluft, wenn jenes Gemenge in einem mit Kohle ausgefütterten Tiegel in einem Ofenfeuer der heftigsten Weissglühhitze ausgesetzt wird. In diesem Falle entsteht zugleich Cyan, welches mit dem Stickstofftitan in Verbindung tritt und damit $\text{TiCy} + 3\text{Ti}^3\text{N}$ bildet, ein Körper, der nicht selten in den Schlacken und Gestellsteinmassen der Hohöfen in hellkupferfarbenen, vollkommen metallglänzenden Würfeln krystallisirt vorkommt. Er hat 5,3 spec. Gewicht, ist unschmelzbar und gibt beim Erhitzen in Chlorgas liquides Titanchlorid und eine flüchtige, in gelben Krystallen sublimirende Verbindung, $\text{CyCl} + 2\text{TiCl}_2$, die auch unmittelbar aus den beiden Bestandtheilen gebildet wird.

Es gibt mehrere Verbindungen zwischen Stickstoff und Titan. TiN entsteht durch Glühen von Titansäure in Ammoniakgas. Es ist violett-kupferfarben. Ti^3N_2 entsteht durch Erhitzen von Ammoniak-Titanchlorid in Ammoniakgas oder indem man den Dampf von Titanchlorid mit Salmiakdampf durch ein glühendes Glasrohr treibt, wobei es als eine kupferfarbene, völlig metallglänzende Masse sich auf das Glas ablagert. Wird diese in Wasserstoffgas heftig geglüht, so entsteht Ti^5N_3 in fast goldfarbenen, völlig metallglänzenden Blättern. Alle diese Verbindungen entwickeln beim Erhitzen mit Kalihydrat Ammoniak und reduciren unter heftiger Feuer-Erscheinung die Oxyde von Kupfer und Blei.

Schwefeltitan, TiS_2 , dunkel messinggelb, leicht verbrennbar, entsteht durch starkes Glühen von Titansäure in Kohlensulfiddampf.

Titanchlorid, TiCl_2 . Am zweckmässigsten zu erhalten durch Glühen eines innigen Gemenges von Rutilpulver und Kohle in trockenem Chlorgas. Farbloses, an der Luft wie Zinnchlorid rauchendes Liquidum, von 1350° Siedepunct und 6,6 spec. Gew. des Dampfes, in Wasser unter starker Erhitzung löslich. Durch Kochen schlägt sich aus dieser Auflösung eine weisse Titansäure-Verbindung nieder. Das Titanchlorid bildet mit Ammoniakgas eine bräunlichgelbe feste Verbindung. In Dampfform mit getrocknetem Wasserstoffgas durch ein glühendes Rohr geleitet, wird es in Titanchlorür, Ti_2Cl_3 , verwandelt, welches dunkel violette, glänzende Krystallblättchen bildet, an der Luft zerfliesst und sich mit violetter Farbe in Wasser löst. Aus dieser Lösung fällen Alkalien dunkelbraunes Sesquioxydhydrat, welches das Wasser zersetzt und sich in weisse Titansäure verwandelt.

Das Titan wurde 1791 von Gregor im Titaneisen, 1794 von Klaproth im Rutil entdeckt.

3. T a n t a l. 4. N i o b i u m.

Ta = 68,8.

Nb = 48,8.

Vorkommen. Sehr selten; nur als Säuren in Verbindung mit Basen, vorzüglich in den Tantaliten und Columbiten.

Diese seltenen schwarzen Mineralien, die man lange als Salze von einerlei Säure, der Tantalsäure, betrachtete, enthalten in der That zweierlei verschiedene, aber unter einander sehr ähnliche Säuren, die Tantalsäure und Niobsäure. Die Columbite aus Baiern und Nordamerika enthalten Niobsäure, die aus Finland und Schweden Tantal-säure, in Verbindung vorzüglich mit Eisen- und Mangan-oxydul. Diese Säuren bilden weisse, der Zinnsäure und Titansäure ähnliche, in Wasser und Säuren ganz unlösliche Pulver. Ihre metallischen Radicale sind nur als schwarze, durch Säuren nicht oxydirbare, beim Erhitzen leicht verbrennliche Pulver bekannt. Das Tantal hat 10,7

spec. Gew. Es ist nur in einem Gemische von Flusssäure und Salpetersäure löslich. Die Tantalsäure ist Ta , spec. Gew. 7,5. Das Chlorid, $TaCl_2$, ist gelb, leicht schmelzbar und sublimierbar.

Das Niob hat 2 Säuren, die Unterniobsäure, Nb_2O_3 , und die Niobsäure, NbO_2 . Beide sind weiss, beim Erhitzen gelb, von 6 spec. Gew. Nb_2Cl_3 ist weiss, unschmelzbar, wenig flüchtig, $NbCl_2$ gelb, krystallinisch, leicht schmelzbar, sehr flüchtig. Beide zersetzen sich mit Wasser.

Das Tantal wurde 1801 von Hatchett und von Ekeberg entdeckt, das Nobium 1844 von H. Rose.

5. U r a n.

$U = 60$.

Vorkommen. Nur sparsam; stets oxydirt, besonders als Oxyd-Oxydul (Uranpecherz).

Eigenschaften. Weisses, sprödes Metall von 18,4 spec. Gewicht, läuft an der Luft gelb an, wird von Salzsäure zu grünem Chlorür aufgelöst. In Pulverform an der Luft erhitzt, verbrennt es mit dem glänzendsten Funkenprühen. Nur zu erhalten durch Erhitzen eines Gemenges von Uranchlorür und Chlorkalium mit Natrium. Wird nach erfolgter Einwirkung die Masse, die das Metall nur pulverförmig enthält, zum starken Glühen erhitzt, so schmilzt es zu Kugeln zusammen. Das Uran hat ein Oxydul und ein Sesquioxyd.

Uranoxydul, $\bar{U}$, ist ein aus kleinen Krystallen bestehendes schwarzes Pulver, unlöslich in allen Säuren, mit Ausnahme der Salpetersäure, die es in Oxydsalz verwandelt. Man erhält es durch Glühen des Oxyd-Oxyduls oder des Kalium-Uranoxychlorids in Wasserstoffgas oder mit Salmiak, oder durch Erhitzen der Auflösung des Uranchlorürs in Wasser bis zum Sieden. Es wurde früher für das Uranmetall gehalten. Seine Salze sind grün.

Uranoxyd, $\ddot{U}$, ist im isolirten Zustande schwierig darstellbar, da es als eine schwache Säure stets mit der zu

seiner Abscheidung angewandten Base in Verbindung tritt. Seine Salze sind schön gelb, zum Theil mit einem Schiller in's Grüne. Alkalien bewirken in ihrer Auflösung einen gelben Niederschlag von Uranoxyd-Alkali; der mit Ammoniak ist im trocknen Zustande ein lebhaft gelbes Pulver, welches beim Erhitzen, unter Entbindung von Ammoniak, Wasser und Stickgas, zu dunkelgrünem Oxyd-Oxydul wird. Er ist in kohlensaurem Ammoniak mit gelber Farbe löslich, welche Eigenschaft zur Trennung des Urans von anderen Metallen benutzt wird.

Salpetersaures Uranoxyd, $\ddot{U}\ddot{N} + 6aq.$, bildet schön gelbe, grosse rhombische Krystalle.

Schwefelsaures Uranoxyd-Kali, $\ddot{K}\ddot{S} + \ddot{U}\ddot{S} + 2aq.$, bildet schön gelbe, grün schillernde Krystalle.

Kohlensaures Uranoxyd-Ammoniumoxyd, $2NH^4 + \ddot{U}\ddot{C}$, durch Auflösung des uransauren Ammoniaks in kohlensaurem Ammoniak, bildet kleine, citrongelbe Prismen, in Wasser kaum löslich.

Der *Uranit* ist $(Ca^3\ddot{P} + 2\ddot{U}\ddot{P}) + 24aq.$, im *Chalkolith* ist der Kalk durch Kupferoxyd vertreten. Das erstere Mineral bildet lebhaft gelbe, das andere smaragdgrüne Krystalle.

Kaliumeisencyanür bewirkt in den aufgelösten Uranoxydsalzen einen intensiv braunrothen Niederschlag. Von Schwefelwasserstoff werden sie grün gefärbt, ohne gefällt zu werden.

Uranoxyd-Oxydul, $\ddot{U}\ddot{U}$, bildet das *Uranpecherz*, ein in derben, schwarzen Massen vorkommendes Mineral von 6,5 spec. Gewicht. Man erhält es durch Glühen des Uranoxyd-Ammoniaks oder des salpetersauren Uranoxyds. Von Säuren wird es nur schwer und mit grüner Farbe aufgelöst; Salpetersäure löst es leicht zu gelbem Oxydsalz auf.

Uranchlorür, UCl , sublimirt sich in schwarzgrünen, an der Luft zerfliesslichen regulären Octaëdern beim Glühen eines Gemenges von Uranoxydul und Kohle in Chlorgas. Löst sich unter Erhitzung und mit dunkelgrüner Farbe in Wasser; beim Kochen der Lösung verwandelt es

sich in niederfallendes schwarzes Oxydul und in Chlorwasserstoff. Ammoniak fällt daraus schwarzbraunes Oxydulhydrat.

Uran-Oxychlorid, $\text{UCl}_3 + 2\ddot{\text{U}}$ oder UO_2Cl , entsteht durch Erhitzen von Uranoxydul in Chlorgas. Gelb, krystallinisch, leicht schmelzbar, wenig flüchtig, zerfliesslich.

Kalium-Uranoxychlorid, $3\text{KCl} + \text{UCl}_3\ddot{\text{U}}_2 + 6\text{aq.}$ oder $(\text{KCl} + \text{UO}_2\text{Cl}) + 2\text{aq.}$, bildet lebhaft grünlichgelbe Krystalle; wird erhalten durch Auflösen von kalihaltigem Uranoxyd in Chlorwasserstoffsäure, Vermischen der Lösung mit Chlorkalium und Abdampfen, so dass noch freie Säure bleibt. In Wasserstoffgas geglüht, verwandelt sich der ganze Urangehalt in schwarzes krystallinisches Oxydul.

Das Uranoxydul wird als schönste und feuerbeständigste schwarze Farbe auf Porzellan, und das uransaure Natron zur Darstellung des schönen grüngelben Glases angewendet.

1789 von Klaproth entdeckt.

6. W o l f r a m.

W = 92.

Vorkommen. Wenig verbreitet, nur als Säure, am häufigsten im Mineral Wolfram.

Darstellung. Durch heftiges Glühen von Wolframsäure oder Wolframoxyd mit Kohle oder in Wasserstoffgas, wodurch das Metall als graue krystallinische, schwach zusammengesinterte Masse erhalten wird, oder indem man den Dampf eines der Wolframchloride mit Wasserstoffgas durch ein glühendes Glasrohr leitet, wobei sich das Metall als glänzender Spiegel ablagert.

Eigenschaften. Eisengrau, spröde, sehr hart, von 18,26 spec. Gewicht; schwerer schmelzbar als Mangan; in der Luft unveränderlich; durch keine Säure oxydirbar. Als Pulver an der Luft erhitzt, verbrennt es zu Wolframsäure.

Wolframsäure, $\ddot{\text{W}}$. Schwefelgelbes, geschmackloses Pulver. Wird am einfachsten erhalten durch Zersetzung

des natürlichen wolframsauren Kalks oder des Wolframs durch Salpetersäure, oder indem man in heisse Salpetersäure allmählig eine Lösung von wolframsaurem Alkali giesst. Die so erhaltene Säure ist H $\ddot{W}$. Sie löst sich in den Lösungen der kaustischen Alkalien auf, und bildet damit krystallisirbare, farblose, wolframsaure Salze. Säuren schlagen daraus weisse, alkalihaltige Wolframsäure nieder, die beim Kochen gelb wird. Das *Natronsalt*, Na $\ddot{W}$ + 2aq., krystallisirt in grossen rhombischen Tafeln. Das krystallisirte, farblose *Ammoniumoxydsalt* hinterlässt beim Glühen an der Luft reine Wolframsäure. Die Salze von Kalk, Baryt, Bleioxyd sind im Wasser unlöslich.

Wolframsaurer Kalk, Ca $\ddot{W}$, bildet ein in farblosen Quadratoctaëdern krystallisirtes Mineral, den *Scheelit*. Künstlich erhält man ihn in derselben Form krystallisirt durch Zusammenschmelzen von wolframsaurem Natron mit Chlorcalcium. Spec. Gew. 6,0.

Wolframsaures Eisenoxydul-Manganoxydul, (Fe, Mn) $\ddot{W}$, ist das am häufigsten vorkommende Wolframmineral, der *Wolfram*. Bildet grosse, eisenschwarze Quadratoctaëder von 7,5 spec. Gewicht. Glüht man sein Pulver mit $\frac{2}{3}$ seines Gewichts trockner Soda, so bildet sich wolframsaures Natron; schmilzt man es mit überschüssigem Chlorcalcium und zieht die Masse mit Wasser aus, so erhält man krystallisirten wolframsauren Kalk.

Die Wolframsäure bildet auch eine in Wasser leicht lösliche, stark saure Modification (Metawolframsäure). Sie entsteht durch langes Kochen der Lösung eines wolframsauren Alkali's mit Wolframsäurehydrat, oder indem man zu einer solchen Lösung tropfenweise so lange eine starke Säure mischt, als sich die ausscheidende Wolframsäure wieder auflöst. Die Alkali-Salze der Metawolframsäure werden nicht durch Säuren und nicht durch Kalk- und Barytsalze gefällt. Bei starker Concentration ihrer Lösung durch Wärme wird die Metawolframsäure plötzlich in unlösliche Säure verwandelt.

Wolframoxyd, $\ddot{W}$. In Berührung mit Zink und wässriger Salzsäure wird die Wolframsäure zu tief blauem wolf-

ramsaurem Wolframoxyd. Dieselbe Verbindung entsteht beim Erhitzen von wolframsaurem Ammoniak ohne Luftzutritt. Nimmt man zur Reduction mit Zink die aus krystallisirtem Ammoniaksalz durch Glühen erhaltene Säure, so wird sie zuletzt in metallisch glänzende, kupferrothe Blättchen von Wolframoxyd verwandelt. Am zweckmässigsten erhält man dieses durch schwaches Glühen der Säure in Wasserstoffgas als schön braunes Pulver. Bei starker Glühhitze wird die Säure, besonders leicht die alkalihaltige, durch Wasserstoffgas zu Metall reducirt.

$\text{Na}\ddot{\text{W}} + \ddot{\text{W}}\ddot{\text{W}}$ bildet goldgelbe, völlig metallglänzende Würfel von 6,6 spec. Gew.; entsteht, wenn saures wolframsaures Natron, erhalten durch Sättigen von schmelzendem neutralen Salz mit Wolframsäure, in Wasserstoffgas ge-
glüht wird. Unlöslich in Säuren und Alkalien.

Stickstoffwolfram. Durch schwaches Glühen von Wolframsäure in Ammoniakgas, oder durch Einwirkung des letzteren auf Wolframchlorid, oder indem man den Dampf von diesem mit Salmiakdampf durch ein schwach glühendes Rohr leitet, oder wenn man wolframsaures Natron mit Salmiak erhitzt, entstehen schwarze, halbmetallglänzende Körper, die im Wesentlichen Stickstoffwolfram sind.

Schwefelwolfram, WS^3 , ist ein Sulfid und entsteht durch Sättigung einer Lösung von wolframsaurem Alkali mit Schwefelwasserstoffgas. Aus der braungelben Lösung des gebildeten Schwefelsalzes fällen Säuren das dunkelbraune Sulfid. Beim Erhitzen verwandelt es sich in schwarzes WS^2 .

Chlorwolfram. Das *Chlorid*, WCl^3 , entsteht beim Verbrennen von Wolfram in luftfreiem, trockenem Chlorgas. Sublimirt sich in schwarz violetten, halb metallglänzenden Nadeln, sein Dampf ist tief roth, schmilzt bei 180° zu einem schwarzen Liquidum. In Wasser zerfällt es in HCl und $\text{H}^2\ddot{\text{W}}$. Zugleich mit diesem Chlorid entsteht die Verbindung $\text{WCl}^2 + \text{WCl}^3$, die, weil sie flüchtiger ist, sich von dem ersteren absublimentiren lässt. Sie bildet dunkelrothe Prismen, schmilzt zu einem tief rothen Liquidum und bildet einen gelbrothen Dampf. Sie entsteht auch beim Erhitzen

eines Gemenges von Wolframoxyd mit überschüssiger Kohle in Chlorgas. Ein *Oxychlorid*, WClO_2 oder $2\text{WO}_3 + \text{WCl}_3$, entsteht durch Erhitzen von Wolframoxyd in Chlorgas. Es sublimirt sich in blassgelben Schuppen, sein Dampf ist tief gelb. Mit Wasser zersetzt es sich wie das Chlorid. Wird es rasch über 1400° erhitzt, so entsteht ein zinnoberrothes *Oxychlorid*, WCl_2O oder $\text{WO}_3 + 2\text{WCl}_3$; es ist sehr leicht schmelzbar, bildet einen tief rothgelben Dampf und sublimirt sich in sehr feinen, wollige Flocken bildenden Nadeln.

Die Wolframsäure wurde von Scheele 1781 zuerst im Tungstein (Scheelit) entdeckt.

7. M o l y b d ä n.

$\text{Mo} = 48.$

Vorkommen. Nur sparsam, besonders als molybdänsaures Bleioxyd und als Schwefelmolybdän.

Eigenschaften. Das auf dieselbe Weise wie das Wolfram reducirbare und eben so strengflüssige Molybdän ist zinnweiss, halb geschmeidig, von 8,6 spec. Gewicht, beim Erhitzen an der Luft oxydirbar, in Salpetersäure löslich.

Oxyde. Das Molybdän hat 4 Oxyde: ein schwarzes Oxydul, MoO , ein schwarzes Sesquioxyd, Mo_2O_3 , ein braunes halb metallglänzendes Oxyd, MoO_2 , alle schwache Salzbasen, und eine Säure, MoO_3 .

Die *Molybdänsäure*, Mo , ist farblos, in Glühhitze schmelzbar und in glänzenden Nadeln sublimirbar; in Wasser in geringer Menge löslich; durch Wasserstoffgas in starker Glühhitze zu Metall reducirbar. Die molybdänsauren Alkalien sind farblos, auflöslich und krystallisirbar. Mit Zink und Salzsäure bilden sie tief blaues molybdänsaures Molybdänoxyd.

Das saure *Ammoniumsalz*, $\text{NH}_4\text{Mo}_2 + 2\text{aq.}$, wird beim langsamen Verdunsten der Lösung in grossen monoklinen Krystallen erhalten. Wird seine Lösung im Ueberschuss mit einer kleinen Menge eines phosphorsauren Salzes und

mit Salpetersäure vermischt und erhitzt, so bildet sich ein intensiv gelber pulveriger Niederschlag, der 90,7 Proc. Molybdänsäure, 3,6 Phosphorsäure und ausserdem Ammoniak und Wasser enthält. Auf diese Weise ist die kleinste Menge Phosphorsäure zu entdecken.

Molybdänsaures Bleioxyd, PbMo , bildet ein Mineral, das *Gelbbleierz*; es ist gelb, schwer, theils derb, theils quadratisch krystallisirt. Es ist das gewöhnlichste Material zur Darstellung der Molybdänsäure. Man vermischt es mit der Hälfte kohlsauren Natrons und einem Ueberschuss von Kohlenpulver, erhitzt die Masse längere Zeit zum Glühen, laugt das molybdänsaure Natron mit Wasser aus, übersättigt die Lösung mit Salpetersäure, verdunstet zur Trockne und zieht dann das salpetersaure Natron mit Wasser aus.

Mit dem *Stickstoff* bildet das Molybdän ähnliche Verbindungen wie das Wolfram.

Schwefelmolybdän, MoS_2 , kommt als Mineral (*Molybdänglanz*) in bleigrauen, metallglänzenden, dem Graphit ähnlichen, blätterigen Massen vor. In einem Rohr in einem Luftstrom geglüht, oxydirt es sich zu Molybdänsäure, die sich in glänzenden Krystallnadeln sublimirt. Das *Molybdänsulfid*, MoS_3 , bildet mit den Schwefelalkalien lösliche Salze. Das Kaliumsalz, KS, MoS_3 , ist bei auffallendem Licht schön metallisch grün, bei durchfallendem rubinroth. Seine Lösung ist dunkelroth. Säuren fällen daraus dunkelbraunes Sulfid, welches beim Erhitzen zu grauem Sulfuret wird.

Molybdänchloride. Es giebt deren mehrere. Wird metallisches Molybdän in Chlorgas erhitzt, so entsteht MoCl_2 als tief dunkelrothes Gas, welches sich zu schwarzen metallglänzenden Krystallen condensirt. Dieses Chlorid raucht und zerfliesst an der Luft und löst sich unter Erhitzung mit blauer Farbe in Wasser. Leitet man seinen Dampf über glühendes Molybdänmetall, so sublimirt sich das Sesquichlorür, Mo_2Cl_3 , als rothe, in Wasser unlösliche Masse. Wird dessen Gas zum Glühen erhitzt, so zerfällt es in MoCl_2 und in Chlorür, MoCl , welches gelb, nicht flüchtig

und in Wasser unlöslich ist. Ein Acichlorid, $\text{MoCl}_2 + 2\text{MoO}_3$, entsteht beim Erhitzen von Molybdänoxyd in Chlorgas in Gestalt blassgelber, glänzender Krystallblätter, ohne zu schmelzen sublimirbar, in Wasser leicht löslich. Ein zweites Acichlorid, $\text{MoCl}_3 + \text{MoO}_3$, in dunkelvioletten Prismen sich sublimirend, entsteht durch Erhitzen eines Gemenges von Molybdänoxyd und Kohle.

1778 von Scheele entdeckt.

8. V a n a d i n.

$$V = 68,6.$$

Vorkommen. Bis jetzt selten; als vanadinsaures Bleioxyd und vanadinsaures Kupferoxyd; in kleiner Menge im Uranpecherz und manchen Eisenerzen, daher in manchem Roh- und Stabeisen.

Eigenschaften. Wegen seiner Schwerschmelzbarkeit kaum im compacten Zustand bekannt. Graues, hartes, sprödes Metall, leicht löslich in Salpetersäure. — Es hat dieselben Oxydationsstufen wie das Molybdän, mit dem es überhaupt grosse Aehnlichkeit hat. Die Vanadinsäure, VO_3 , ist braunroth, leicht schmelzbar und beim Erstarren krystallisirend. In Wasserstoffgas zum starken Glühen erhitzt, wird sie zu grauem, krystallinischen Metall reducirt. Sie bildet mit den Basen farblose, gelbe und rothe Salze. Durch Schmelzen vanadinhaltiger Mineralien mit Salpeter entsteht in Wasser lösliches, vanadinsaures Kali; Salmiak, in seine Lösung gestellt, fällt daraus weisses, pulverförmiges vanadinsaures Ammoniumoxyd, welches beim Erhitzen an der Luft Vanadinsäure hinterlässt. Das entsprechende Chlorid, VCl_3 , ist ein gelbes, bei 127° siedendes, an der Luft rothe Nebel bildendes Liquidum.

1830 von Sefström zuerst in schwedischem Eisen entdeckt.

9. C h r o m.

$$\text{Cr} = 26,7.$$

Vorkommen. Nur oxydirt; hauptsächlich im Chrom-eisenstein, seltener als chromsaures Bleioxyd; in geringer Menge im Serpentin.

Eigenschaften. Das reine Metall ist schwerer schmelzbar als die Platinmetalle, daher nicht im compacten Zustand bekannt. Als graues Pulver, in mikroskopischen Krystallen, erhält man es durch Zusammenschmelzen von zerkleinertem Zink mit Chromchlorid, das man mit 2 Th. eines Gemenges von Chlorkalium und Chlornatrium als Fluss vermischt hat. Bei der Auflösung des Zinks in verdünnter Salpetersäure bleibt das Chrom ungelöst zurück. Es hat 6,8 spec. Gew., ist nicht magnetisch, ist beim Glühen an der Luft nur schwer oxydirbar, verbrennt aber beim Erhitzen mit chlorsaurem Kali mit weissem Feuer zu chromsaurem Kali, wird selbst von concentrirter Salpetersäure nicht angegriffen, von Chlorwasserstoffsäure aber zu blauem Chlorür aufgelöst.

Oxyde. Das Chrom hat drei Oxydationsstufen, ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure, CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .

a) *Chromoxydul*, Cr , nur als braunes Hydrat bekannt, das so oxydirbar ist, dass es das Wasser zersetzt.

b) *Chromoxyd*, Cr_2O_3 . Grünes, unschmelzbares Pulver oder schwarze, halb metallisch glänzende, äusserst harte Krystalle von 5,21 spec. Gew., isomorph mit Thonerde und Eisenoxyd. Nach dem Glühen in Säuren fast unlöslich. Durch Wasserstoffgas nicht, durch Kohle nur in strenger Weissglühhitze reducirbar. Macht den färbenden Bestandtheil des Smaragds und Rubins aus, und wird als feuerbeständigste grüne Farbe auf Porcellan gebraucht. Seine Darstellung siehe unten.

Chromoxyd-Eisenoxydul, FeCr , bildet den Chromeisenstein, der in ganzen Lagern im Serpentin vorkommt. Schwarz, undurchsichtig, halb metallglänzend, von 4,5 spec. Gewicht, zuweilen krystallisirt in regulären Octaëdern, also isomorph mit Magneteisenstein (S. 194).

Die *Chromoxydsalze* können in einer violetten oder blauen und in einer grünen Modification erhalten werden, die ersteren gehen beim Erhitzen der Lösung in die grüne über. Aus der Lösung der violetten fällt Ammoniak ein violett-grünliches ammoniakhaltiges Hydrat, in concentrirtem Ammoniak mit rubinrother Farbe zu einer Chromammonium Verbindung löslich; aus der der grünen fällt es graugrünes Hydrat, in Säuren und in kaustischem Kali mit smaragdgrüner Farbe löslich. Durch Erhitzen wird aus letzterer Lösung alles Hydrat gefällt. Schwefelammonium fällt aus den Chromoxydsalzen Chromoxydhydrat.

Schwefelsaures Chromoxyd-Kali, $\text{K}\ddot{\text{S}} + \ddot{\text{C}}\text{r}\ddot{\text{S}}^3 + 24\text{aq.}$, Chromalaun, bildet tief amethystrothe Octaëder. In Wasser mit grünlich violetter Farbe löslich. Beim Erhitzen wird die Lösung grün in Folge der Abscheidung von Wasser, und erst nach längerer Zeit bildet sich das violette krystallisirende Salz wieder. Seine Darstellung siehe unten. Krystallisirt nach allen Verhältnissen mit Eisen- und Thonerde-Alaun zusammen. Von ganz gleicher Beschaffenheit ist das entsprechende Ammonium-Doppelsalz.

Oxalsaures Chromoxyd-Kali, $(3\text{K}\ddot{\text{C}} + \ddot{\text{C}}\text{r}\ddot{\text{C}}^3) + 6\text{aq.}$ Säulenförmige monokline Krystalle, bei auffallendem Licht schwarz, bei durchfallendem blau. Seine Lösung wird weder durch Ammoniak noch durch Kalksalze gefällt. Entsteht, wenn man die Lösung von 19 Th. zweifach-chromsaurem Kali, 23 Th. neutralem oxalsauren Kali und 55 Th. Oxalsäure zum Sieden erhitzt, durch Abdampfen concentrirt und das Salz dann krystalliren lässt.

c) *Chromsäure*, $\ddot{\text{C}}\text{r}$. Krystallisirt in lebhaft rothen Prismen, zerfließt an der Luft, schmeckt sauer und herbe; färbt die Haut gelb, löst sich im Wasser mit gelbbrauner Farbe leicht auf. Bis über den Schmelzpunkt erhitzt, zerfällt sie in grünes Oxyd und Sauerstoffgas. In Ammoniakgas, so wie in Alkoholdampf, wird sie glühend und verwandelt sich in grünes Oxyd. Mit Salzsäure entwickelt sie Chlor. Ihre Darstellung siehe S. 279 und 282.

Wird eine Lösung von Chromsäure mit verdünntem Wasserstoffsuperoxyd vermischt, so färbt sich das Gemische

tief blau, entfärbt sich aber wieder rasch unter Sauerstoff-Entwicklung. Aether, mit der blauen Flüssigkeit geschüttelt, nimmt die blaue Verbindung auf. Es ist nicht ausgemacht, was sie ist.

Die *chromsauren Salze* sind alle gefärbt, zum Theil sehr schön; die chromsauren Alkalien und Erden sind gelb. In den aufgelösten chromsauren Alkalien bewirken Bleisalze einen orangegelben, Quecksilberoxydulsalze einen ziegelrothen, Silbersalze einen bräunlich-purpurrothen Niederschlag.

Chromsaures Chromoxyd, CrCr (braunes Chromoxyd), entsteht durch vorsichtiges Erhitzen der Chromsäure oder des salpetersauren Chromoxyds, oder, als Hydrat, durch Fällung eines neutralen Chromoxydsalzes mit chromsaurem Kali.

Einfach-chromsaures Kali, KCr , bildet schön gelbe, durchsichtige, luftbeständige Krystalle, von der Form des schwefelsauren Kali's, ist in Wasser leicht löslich und ausserordentlich färbend.

Zweifach-chromsaures Kali, KCr_2 , bildet grosse, wasserfreie, leicht schmelzbare Krystalle des triklinen Systems von schön gelbrother Farbe. Aus seiner siedendheiss gesättigten Lösung scheidet überschüssige Schwefelsäure die Chromsäure in zinnoberrothen Krystallen ab, die auf einem porösen Stein von anhängender Schwefelsäure befreit und durch Umkrystallisiren gereinigt werden kann.

Mit Schwefelsäure und Weingeist vermischt, wird die Auflösung des chromsauren Kali's unter starker Erhitzung schön grün und liefert später Krystalle von Chromalaun. Eben so wirkt schweflige Säure. Wird zweifach-chromsaures Kali mit kohlensaurem Natron und Salmiak oder mit $\frac{1}{4}$ Stärke geglüht, so wird die Chromsäure zu grünem Oxyd reducirt, welches beim Ausziehen der Masse mit Wasser zurückbleibt. Mit concentrirter Schwefelsäure erhitzt, entwickeln die Kalisalze Sauerstoffgas und verwandeln sich in schwefelsaure Oxyd-Doppelsalze.

Das zweifach-chromsaure Kali ist ein wichtiges Material zur Erzeugung von gelben und rothen Farben. Es ist

überhaupt das Material zur Darstellung aller Chrom-Verbindungen, da es als Product von der technischen Verarbeitung des Chromeisensteins fabrikmässig gewonnen wird. Das fein gepulverte Erz wird mit Pottasche und Salpeter bei Glühhitze in Flammöfen geschmolzen, das gebildete neutrale Salz mit Wasser ausgelaugt, die Lösung mit Salpetersäure oder Essigsäure sauer gemacht, die dabei gefällte Kieselsäure abfiltrirt, und die Lösung zur Krystallisation verdunstet.

Chromsaures Ammoniumoxyd, NH_4Cr , bildet gelbe, leicht lösliche, das zweifach-saure Salz grosse, rothe Krystalle. Verwandelt sich bei 200° unter Feuer-Erscheinung in sehr stark aufgequollenes grünes Oxyd.

Chromsaurer Baryt, BaCr , hellgelber, in Wasser ganz unlöslicher, in Salpetersäure löslicher Niederschlag.

Chromsaurer Strontian, SrCr , ähnlich dem Barytsalz, wird aber nur aus concentrirten Lösungen gefällt.

Chromsaures Bleioxyd, PbCr . Als Mineral (*Rothbleierz*) kommt es in schönen gelbrothen Krystallen des monoklinen Systems vor; das künstlich dargestellte ist ein in Wasser unlösliches, orangegelbes Pulver, als schönste gelbe Farbe bekannt unter dem Namen *Chromgelb*. Wird durch Zersetzung von chromsaurem Kali mit einem aufgelösten Bleisalz erhalten. Das *basische* chromsaure Bleioxyd, Pb^2Cr , ist fast zinnoberroth, krystallinisch, wird gebildet durch Schmelzen des neutralen mit Salpeter und Auswaschen, oder durch Kochen des frisch gefällten neutralen Salzes mit verdünnter Kalilauge oder mit einer Auflösung von neutralem chromsaurem Kali, welches sich dabei in saures Salz verwandelt.

Chromsaures Quecksilberoxyd, HgCr , das neutrale Salz, kann nur durch Kochen von Quecksilberoxyd mit Chromsäurelösung erhalten werden in Form kleiner granatrother rhombischer Prismen. Mit Wasser zerfällt es in 2Cr und orangegelbes, pulveriges Hg^3Cr . Dieses basische Salz entsteht auch, und zwar krystallinisch und fast zinnoberroth, wenn man eine Lösung von Quecksilberchlorid zu einer Lösung von neutralem, chromsaurem Kali mischt.

Das *Oxydulsalz*, Hg^4Cr^3 , entsteht als ziegelrother Niederschlag durch Fällung von salpetersaurem Quecksilberoxydul mit neutralem chromsauren Kali. Mit verdünnter Salpetersäure erhitzt, verwandelt es sich in schön rothes, krystallinisches neutrales Salz, HgCr^2 . Ausserdem gibt es noch mehrere Oxyd- und Oxydul-Salze. Alle hinterlassen beim Glühen schön grünes Chromoxyd.

Chromsaures Silberoxyd, AgCr , bildet sich durch wechselseitige Zersetzung von neutralen Salzen als rother Niederschlag. Das *saure Salz*, AgCr^2 , entsteht durch Fällung der Silberlösung mit zweifach-chromsaurem Kali als dunkel purpurrother, aus heissen Lösungen krystallinischer Niederschlag. Eine Silberplatte, in eine mit Schwefelsäure sauer gemachte Auflösung von chromsaurem Kali gestellt, bedeckt sich mit dunkelrothen, glänzenden Krystallen von chromsaurem Silberoxyd, unter gleichzeitiger Bildung von Chromalaun. Wird das saure Salz mit Wasser gekocht, so verwandelt es sich in krystallinisches grünliches neutrales Salz, das beim Zerreiben roth wird.

Stickstoffchrom, CrN , entsteht durch Erhitzen von Chromchlorid in Ammoniakgas. Glänzend schwarz, als Pulver braun. Entwickelt, mit Kalihydrat geschmolzen, Ammoniakgas; verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu grünem Oxyd.

Schwefelchrom, CrS^3 , entsteht durch Erhitzen des Chlorürs in Schwefelwasserstoffgas, oder durch Zusammenschmelzen von Chromoxyd mit Schwefelkalium bei sehr starker Hitze und Auslaugen der Masse. Schwarze, halb metallglänzende Krystallblättchen, verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Oxyd.

Chlorchrom. Das *Chlorür*, CrCl , entsteht durch gelindes Glühen des Chlorids in Wasserstoffgas. Es ist weiss und mit blauer Farbe in Wasser löslich. Die Lösung oxydirt sich rasch an der Luft. Alkalien fällen daraus braunes Oxydulhydrat.

Das *Chlorid*, CrCl^3 , bildet sehr schön pfirsichblüthrothe, weiche Krystallblätter; entsteht wenn ein Gemenge von

Chromoxyd und Kohle in Chlorgas zum Glühen erhitzt wird. In Wasser unlöslich; aber durch Zusatz einer Spur Chromchlorür löst es sich sogleich mit grüner Farbe auf, in welcher Form man es auch durch Auflösen des Hydrats in Salzsäure erhält. An der Luft erhitzt, verwandelt es sich in grünes Oxyd.

Das *Superchlorid*, CrCl_3 , ist für sich unbekannt. Uebergießt man ein vorher zusammengeschmolzenes Gemenge von 3 Atomgewichten Kochsalz und 3 At. neutralem chromsauren Kali in einer Retorte mit 12 At. concentrirter Schwefelsäure, so destillirt, indem die Masse von selbst in's Kochen geräth, eine blutrothe, bei 120° siedende, stark rauchende Flüssigkeit über, eine Verbindung von *Chromsuperchlorid* mit *Chromsäure* (Chrom-Aci-Chlorid) $= \text{CrCl}_3 + 2\text{CrO}_3$, die auch als Chlorchromsäure, CrO_2Cl , betrachtet werden kann. Sie entzündet Alkohol, mit Wasser zersetzt sie sich in Chromsäure und Salzsäure. In Dampfgestalt durch ein schwach glühendes Rohr geleitet, wird sie in Sauerstoffgas, Chlorgas und Chromoxyd zersetzt, welches letztere sich in schwarzen, sehr glänzenden und regelmässigen Krystallen absetzt. Geschieht diese Zersetzung bei etwas niedrigerer Temperatur, so entsteht ein violett-schwarzes, krystallinisches Oxyd, welches magnetisch ist und aus Cr_5O_9 besteht, also wahrscheinlich $2\ddot{\text{Cr}} + \ddot{\text{Cr}}$ ist.

Chlorchromsaures Kali, $\text{K}\ddot{\text{Cr}}, \ddot{\text{Cr}}\text{Cl}$ (oder $\text{KCl} + 2\ddot{\text{Cr}}?$), entsteht durch Auflösung von zweifach-chromsaurem Kali in gelinde erwärmter, concentrirter Chlorwasserstoffsäure. Grosse, gelbrothe Prismen. Wird durch Wasser zersetzt. In Salzsäure unzersetzt löslich. Entwickelt schon bei 100° Chlorgas.

Chromsuperfluorid, CrF_3 , ist eine gelbrothe, höchst flüchtige Flüssigkeit, in der Luft dicke, orangegelbe Nebel bildend; sein Dampf, der die Athmungsorgane gefährlich angreift, setzt an feuchte Körper eine zinnoberrothe, wolliche Masse von krystallisirter Chromsäure ab. Zersetzt sich mit Wasser in Fluorwasserstoffsäure und Chromsäure, von welcher letzteren erstere sich vollständig abdämpfen lässt. Das Fluorchrom eignet sich daher am besten zur Darstel-

lung der reinen Chromsäure. Das Fluorchrom wird erhalten durch Destillation eines Gemenges von Flussspath und chromsaurem Kali mit rauchender Schwefelsäure in einer Retorte von Blei oder Platin.

Das Chrom ist 1797 von Vauquelin im Rothbleierz entdeckt worden.

10. W i s m u t h.

Bi = 210.

Vorkommen. Nur sparsam; meist gediegen; ausserdem als Schwefel- und als Tellur-Wismuth.

Darstellung im Grossen. Durch Ausschmelzen (Aussaigern) des gediegenen Wismuths bei gelinder Hitze aus der Gangart in geneigt liegenden eisernen Röhren.

Eigenschaften. Weiss, in's Röthliche; von grossblättrig-krystallinischem Gefüge; sehr leicht rhomboëdrisch krystallisirend, wenig hart; spröde; 9,799 spec. Gew.; schon bei 264° schmelzbar; in Weissglühhitze flüchtig. Das Wismuth hat ein Oxydul, ein Oxyd und eine Säure.

a) *Wismuthoxydul*, Bi, ist ein schwarzgraues, krystallinisches Pulver, welches sich sehr leicht höher oxydirt und durch Säuren in Metall und Oxyd zerfällt. Es entsteht, wenn man die gemischten Lösungen von Chlorwismuth und Zinnchlorür in überschüssige Kalilauge giesst.

b) *Wismuthoxyd*, Bi. Entsteht durch Schmelzen des Metalls an der Luft. Am besten erhält man es durch Erhitzen des basischen salpetersauren Salzes. Gelbes Pulver zu einer gelben, schweren Masse schmelzbar, am Licht dunkel werdend. Durch Kohle leicht reducirbar. Schwache Salzbasis; bildet sich bei Auflösung des Metalles in Salpetersäure.

Die Wismuthsalze sind farblos, und die meisten werden durch Wasser in pulverförmig niederfallendes, unlösliches basisches Salz und aufgelöst bleibendes saures zersetzt; so das schön krystallisirende salpetersaure, BiO^3 , $3\text{NO}^5 + 2\text{aq.}$, dessen Auflösung beim Eingiessen in Wasser

ein krystallinisch werdendes, weisses basisches Salz (Magisterium bismuthi), $\text{BiO}^3, \text{NO}^5 + 2\text{aq.}$, fallen lässt. Durch Zink wird das Wismuth metallisch niedergeschlagen; durch Schwefelwasserstoff als schwarzbraunes Schwefelwismuth; durch kaustische Alkalien als weisses Hydrat.

c) *Wismuthsäure*, $\ddot{\text{Bi}}$, entsteht, wenn man in ein Gemenge von sehr concentrirter Kalilauge und Wismuthoxydhydrat, erhalten durch Fällung von salpetersaurem Salz mit überschüssiger Kalilauge, Chlorgas leitet. Die entstandene dunkelrothe Wismuthsäure wird durch Behandlung mit Salpetersäure von Kali, chloriger Säure und Wismuthoxyd befreit. In Wasser unlösliches, rothes Pulver, im Glühen zersetzbar, entwickelt mit Salzsäure Chlor. Die Lösung des wismuthsauren Kali's ist roth. Die Wismuthsäure verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Wismuthoxyd zu braunen und rothen Verbindungen.

Schwefelwismuth, BiS^3 , sehr krystallinisch, licht bleigrau. Bildet als Mineral den *Wismuthglanz* in rhombischen Prismen.

Tellurwismuth, BiTe^3 , bildet ein seltenes Mineral in bleigrauen Krystallen, den *Tetradymit*.

Chlorwismuth, BiCl^3 . Wismuth verbrennt bei gewöhnlicher Temperatur in Chlorgas zu grauweissem, sehr leicht schmelzbarem, flüchtigem, zerfliesslichem Chlorwismuth. Aus einer Auflösung von Wismuth in Königswasser fällt Wasser ein blendend weisses basisches Salz, $2\text{BiO}^3 + \text{BiCl}^3$. Aus jeder mit Salzsäure versetzten Lösung des Wismuthoxyds kann das Wismuth durch Zumischung von vielem Wasser vollständig gefällt und dadurch von anderen Metallen getrennt werden.

Das Wismuth wird zum Löthen und zur Darstellung leichtflüssiger Metallgemische gebraucht. Eine Legierung von 15 Th. Wismuth, 8 Blei, 4 Zinn, 3 Cadmium schmilzt schon bei 70° .

Seit dem 16. Jahrhundert bekannt.

Beispiele für die lateinische Nomenclatur der Verbindungen.

Säuren.

Acidum sulfuricum, $\ddot{\text{S}}$, phosphoricum, $\ddot{\text{P}}$, nitricum, $\ddot{\text{N}}$.
 „ sulfurosum, $\ddot{\text{S}}$, phosphorosum, $\ddot{\text{P}}$, nitrosum, $\ddot{\text{N}}$.
 „ hyperchloricum, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{Cl}}$, hypochlorosum, $\dot{\text{Cl}}$.
 „ hydrochloricum, HCl , hydrocyanicum, HCy .
 Sulfidum hydricum, $\dot{\text{H}}$, carbonicum, $\ddot{\text{C}}$, stibicum, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{Sb}}$.
 „ stibiosum, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{Sb}}$, arsenicosum, $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{As}}$.

Oxide.

Oxidum ferrosus, $\dot{\text{Fe}}$, ferricum, $\ddot{\text{Fe}}$, ferroso-ferricum, $\dot{\text{Fe}}\ddot{\text{Fe}}$.
 „ hydrargyrosus, $\dot{\text{Hg}}$, hydrargyricum, $\dot{\text{Hg}}$.
 Suboxydum plumbi, $\dot{\text{Pb}}$, sesquioxidum, $\ddot{\text{Pb}}$.
 Bioxidum plumbi, $\ddot{\text{Pb}}$, manganii, $\ddot{\text{Mn}}$.

Schwefel-, Selen- etc. Verbindungen.

Sulfuretum ferrosus, $\dot{\text{Fe}}$, ferricum, $\ddot{\text{Fe}}$, bisulfuretum, $\ddot{\text{Fe}}$.
 Selenietum plumbi, PbSe , Telluretum bismuthi, BiTe^3 .
 Nitretum bori, BN , titanii, TiN .
 Phosphoretum calcii, Ca^2P , Arsenietum cobalti, CoAs .

Verbindungen der Salzbilder.

Chloridum phosphoricum, PCl^5 , phosphorosum, PCl^3 .
 „ silicium, SiCl^3 .
 Fluoridum chromicum, CrF^3 .

Chloretum natricum, NaCl , Jodetum kalicum, KJ .
 „ hydrargyrosus, HgCl , hydrargyricus, HgCl .
 „ platinico-kalicum, $\text{KCl} + \text{PtCl}_2$.
 Brometum cuprosum, CuBr , cupricum, CuBr .
 Fluoretum calcicum, CaF , Cyanetum argenticum, AgCy .
 Cyanetum ferroso-kalicum, $2\text{KC}_y + \text{FeCy}$.
 „ ferrico-kalicum, $3\text{KC}_y + \text{Fe}^2\text{Cy}_3$.

Sauerstoffsalze.

Sulfas kalicus, $\text{K}\ddot{\text{S}}$, Bisulfas natricus, $\text{NaH}\ddot{\text{S}}^2$.
 „ ferrosus, $\text{Fe}\ddot{\text{S}}$, ferricus, $\text{Fe}\ddot{\text{S}}^3$.
 „ kalico-aluminicus, $\text{K}\ddot{\text{S}} + \text{Al}\ddot{\text{S}}^3 + 24\text{H}$.
 Phosphas calcicus, $\text{Ca}^3\ddot{\text{P}}$, Oxalas argenticus, $\text{Ag}\ddot{\text{C}}$.
 Nitras hydrargyrosus, $\text{Hg}\ddot{\text{N}}$, hydrargyricus, $\text{Hg}\ddot{\text{N}}$.
 Carbonas kalicus, $\text{K}\ddot{\text{C}}$, Bicarbonas, $\text{KH}\ddot{\text{C}}^2$.
 Sesquicarbonas ammonicus, 2NH^4 , $\ddot{\text{C}}^3$.
 Carbonas bicupricus, $\text{Cu}^2\ddot{\text{C}}$.
 Hydras kalicus, KH , Hydras calcicus, CaH .
 Sulfas hydricus, $\text{H}\ddot{\text{S}}$, Nitras hydricus, $\text{H}\ddot{\text{N}}$.
 Sulfis calcicus, $\text{Ca}\ddot{\text{S}}$, cuprosus, $\text{Cu}\ddot{\text{S}}$.
 Phosphis natricus, $\text{Na}^2\ddot{\text{P}}$, Nitris plumbicus, $\text{Pb}\ddot{\text{N}}$.

Schwefelsalze.

Sulfhydras ammonicus, NH^4H , kalicus, KH .
 Sulfocarbonas ferrosus, $\text{Fe}\ddot{\text{C}}$, ferricus, $\text{Fe}\ddot{\text{C}}^3$.
 Sulfarsenias argenticus, Ag^3As , sulfarseniis, Ag^3As .
 Sulfostibias natricus, Na^3Sb , sulfostibiis, Na^3Sb .

Maase und Gewichte.

1 *Meter*, die Einheit des französischen Maas- und Gewichtssystems, ist der zehnmillionste Theil vom Abstände des Nordpols vom Aequator, oder eines viertel Meridians. Er ist = 3 Fuss 4 Zoll 6 Linien Hannov.

0,1	Meter	=	1	<i>Decimeter</i> .
0,01	„	=	1	<i>Centimeter</i> .
0,001	„	=	1	<i>Millimeter</i> .
10	„	=	1	<i>Decameter</i> .
100	„	=	1	<i>Hectometer</i> .
1000	„	=	1	<i>Kilometer</i> .

1 *Cubikmeter* = dem Rauminhalt eines Würfels von 1 Meter Seitenlänge.

1 *Cubikdecimeter* = dem Rauminhalt eines Würfels von 1 Decimeter Seitenlänge.

1 *Liter* = 1 Cubikdecimeter.

1000 „ = 1 Cubikmeter.

1	<i>Gramm</i>	=	1	Cubikcentimeter Wasser bei +4° C.
0,1	Gramm	=	1	<i>Decigramm</i> .
0,01	„	=	1	<i>Centigramm</i> .
0,001	„	=	1	<i>Milligramm</i> .
10	„	=	1	<i>Decagramm</i> .
100	„	=	1	<i>Hectogramm</i> .
1000	„	=	1	<i>Kilogramm</i> .

1 *Liter* Wasser bei +4° C. = 1000 Gramm oder 1 Kilogramm.

1 *Kilogramm* = 2 Pfund.

1 *Gramm* = 16,09 Gran, 1 Gran = 62 Milligramm.

1000 Cub.-Cent. atmosph. Luft, bei 0° u. 0,760^m Bar., wiegen 1,29366 Grmm.

1000	„	Sauerstoffgas	„	„	„	„	1,43028	„
1000	„	Wasserstoffgas	„	„	„	„	0,08961	„
1000	„	Stickgas	„	„	„	„	1,25658	„
1000	„	Kohlensäuregas	„	„	„	„	1,96664	„

Druck der Universitäts-Buchdruckerei von E. A. Huth in Göttingen.

Wöhler, Friedrich, 1800-1882

Grundriß der Chemie

Bd.: 1

Berlin 1863

Bamberg, Staatsbibliothek -- Ch.o.66-a
urn:nbn:de:bvb:12-bsb11438071-0